Документ подписан простой электронной подписью
Информация о владельце:
ФИО: Щёкина Вера Витальевна
Должность: Ректор
Дата подписания: 05.03.2026 09:19:15
Уникальный программный ключ:
a2232a55157e576551a8899b1180992af63989420420336ffbf573a434e57789

	МИНИСТЕРСТВО ПРОСВЕЩЕНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
	федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего образования «Благовещенский государственный педагогический университет»
	ОСНОВНАЯ ОБРАЗОВАТЕЛЬНАЯ ПРОГРАММА **Рабочая программа дисциплины**

УТВЕРЖДАЮ
Декан естественно-географического факультета ФГБОУ ВО «БГПУ»

_____ И.А. Трофимцова
«26» марта 2025 г.

Рабочая программа дисциплины
НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Направление подготовки
04.03.01 ХИМИЯ

Профиль
«АНАЛИТИЧЕСКАЯ ХИМИЯ»

Уровень высшего образования
БАКАЛАВРИАТ

Принята на заседании кафедры химии
(протокол № 6 от «26» марта 2025 г.)

Благовещенск 2025

СОДЕРЖАНИЕ

1 ПОЯСНИТЕЛЬНАЯ ЗАПИСКА ……. 3
2 УЧЕБНО-ТЕМАТИЧЕСКОЕ ПЛАНИРОВАНИЕ …….. 6
3 СОДЕРЖАНИЕ ТЕМ (РАЗДЕЛОВ) …….. 15
4 МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ (УКАЗАНИЯ) ДЛЯ СТУДЕНТОВ ПО ИЗУЧЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ ……... 27
5 ПРАКТИКУМ ПО ДИСЦИПЛИНЕ ……... 31
6 ДИДАКТИЧЕСКИЕ МАТЕРИАЛЫ ДЛЯ КОНТРОЛЯ(САМОКОНТРОЛЯ) УСВОЕННОГО МАТЕРИАЛА …….. 81
7 ПЕРЕЧЕНЬ ИНФОРМАЦИОННЫХ ТЕХНОЛОГИЙ, ИСПОЛЬЗУЕМЫХ В ПРОЦЕССЕ ОБУЧЕНИЯ …… 182
8 ОСОБЕННОСТИ ИЗУЧЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ ИНВАЛИДАМИ И ЛИЦАМИ С ОГРАНИЧЕННЫМИ ВОЗМОЖНОСТЯМИ ЗДОРОВЬЯ …… 182
9 СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ И ИНФОРМАЦИОННЫХ РЕСУРСОВ …… 183
10 МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКАЯ БАЗА ……. 184
11 ЛИСТ ИЗМЕНЕНИЙ И ДОПОЛНЕНИЙ ……... 185

1 ПОЯСНИТЕЛЬНАЯ ЗАПИСКА

1.1 Цель дисциплины: сформировать фундаментальные знания в области общей и неорганической химии.

1.2 Место дисциплины в структуре ООП

Дисциплина «Неорганическая химия» относится к дисциплинам обязательной части общепрофессионального модуля «Химия» блока Б1.О.04 (Б1.О.04.02).

Для освоения дисциплины «Неорганическая химия» обучающиеся используют знания, умения, сформированные в ходе изучения предмета «Химия» в общеобразовательной школе.

Дисциплина «Неорганическая химия» является основой для последующего изучения химических дисциплин и подготовки к итоговой государственной аттестации.

1.3 Дисциплина направлена на формирование следующих компетенций: УК-1, ОПК-1, ОПК-2, ПК-1:

-**УК-1**. Способен осуществлять поиск, критический анализ и синтез информации, применять системный подход для решения поставленных задач, **индикаторами** достижения которой является:

- УК-1.1 Анализирует задачу, выделяя ее базовые составляющие.
- УК-1.2 Определяет, интерпретирует и ранжирует информацию, требуемую для решения поставленной задачи.
- УК-1.3 Осуществляет поиск информации для решения поставленной задачи по различным типам запросов.
- УК-1.4 При обработке информации отличает факты от мнений, интерпретаций, оценок, формирует собственные мнения и суждения, аргументирует свои выводы и точку зрения, в том числе с применением философского понятийного аппарата.
- УК-1.5 Рассматривает и предлагает возможные варианты решения поставленной задачи, оценивая их достоинства и недостатки.

- **ОПК-1.** Способен анализировать и интерпретировать результаты химических экспериментов, наблюдений и измерений, **индикаторами** достижения которой является:

- ОПК-1.1 Систематизирует и анализирует результаты химических экспериментов, наблюдений, измерений, а также результаты расчетов свойств веществ и материалов.
- ОПК-1.2 Предлагает интепретацию результатов собственных экспериментов и расчетно-теоретических работ с использованием теоретических основ традиционных и новых разделов химии.
- ОПК-1.3 Формулирует заключения и выводы по результатам анализа литературных данных, собственных экспериментальных и расчетно-теоретических работ химической направленности.

- **ОПК-2.** Способен проводить с соблюдением норм техники безопасности химический эксперимент, включая синтез, анализ, изучение структуры и свойств веществ и материалов, исследование процессов с их участием, **индикаторами** достижения которой является:

- ОПК-2.1 Работает с химическими веществами с соблюдением норм техники безопасности.
- ОПК-2.2 Синтезирует вещества и материалы разной природы с использованием имеющихся методик.
- ОПК-2.3 Проводит стандартные операции для определения химического и фазового состава веществ и материалов на их основе.
- ОПК-2.4 Исследует свойства веществ и материалов с использованием серийного научного оборудования.

- **ПК-1.** Владеет системой фундаментальных химических понятий и законов, **индикаторами** достижения которой является:

- ПК-1.1 Понимает основные принципы, законы, методологию изучаемых химических дисциплин, теоретические основы физических и физико-химических методов исследования;
- ПК-1.2 Использует фундаментальные химические понятия в своей профессиональной деятельности;
- ПК-1.3 Интерпретирует полученные результаты, используя базовые понятия химических дисциплин.

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

- знать:

- пути поиска информации для использования полученных теоретических и практических знаний в области общей и неорганической химии;
- основы поиска, критического анализа и синтеза информации, системного подхода для решения поставленных задач в рамках дисциплины общая и неорганическая химия;
- основы качественного анализа неорганических соединений;
- основные современные методы исследования неорганических веществ;
- методы и способы обработки информации результатов химического эксперимента, результатов наблюдений и измерений;
- информационные источники справочного, научного, нормативного характера;
- основные химические понятия;
- основные законы химии;
- общие сведения о химическом элементе;
- положение химического элемента в Периодической системе;
- строение атома элемента;
- свойства простого вещества, образуемого данным элементом;
- свойства сложных веществ, образуемого данным элементом (оксид, гидроксид, соль);

- **уметь**:

- применять и анализировать основы поиска, критического анализа и синтеза информации, системного подхода для решения поставленных задач;
- анализировать задачу, выделяя ее базовые составляющие и осуществляет декомпозицию задачи;
- грамотно, логично, аргументированно формировать собственные суждения и оценки;
- отличать факты от мнений, интерпретаций, оценок и т.д. в рассуждениях других участников деятельности;
- определять и оценивать практические последствия возможных решений;
- сопоставляет разные источники информации с целью выявления их противоречий и поиска достоверных суждений;
- проводить анализ неорганических соединений и интерпритировать полученные результаты;
- обрабатывать, анализировать и обобщать результаты наблюдений и измерений;
- выявлять связь между физическими и химическими процессами, между строением и свойствами неорганических веществ,
- решать задачи, используя принципы и методы неорганической химии;
- объяснять и анализировать на основе экспериментальных данных свойства веществ и процессы, протекающие при их взаимодействии;
- ставить химический эксперимент, анализировать и оценивать лабораторные исследования;

• применять основы и особенности правил техники безопасности при проведении химического эксперимента с неорганическими веществами;

• называть неорганические вещества по разным типам номенклатур;

• определять: валентность и степень окисления химических элементов, тип химической связи в соединениях, заряд иона, характер среды в водных растворах неорганических соединений, окислитель и восстановитель;

• характеризовать: элементы в периодах и группах по их положению в Периодической системе Д.И. Менделеева; общие химические свойства металлов, неметаллов, основных классов неорганических соединений;

• объяснять: зависимость свойств веществ от их состава и строения; природу химической связи (ионной, ковалентной, металлической), зависимость скорости химической реакции и положения химического равновесия от различных факторов;

• выполнять химический эксперимент по распознаванию важнейших неорганических веществ;

• проводить самостоятельный поиск химической информации с использованием различных источников (научно-популярных изданий, компьютерных баз данных, ресурсов Internet);

- владеть:

• навыками анализа, применения основ поиска, критического анализа и синтеза информации, системного подхода для решения поставленных задач в рамках дисциплины общая и неорганическая химия;

• навыками анализа задачи, выделяя ее базовые составляющие и осуществляя декомпозицию задачи;

• навыками грамотно, логично, аргументированно формировать собственные суждения и оценки;

• навыками отличать факты от мнений, интерпретаций, оценок и т.д. в рассуждениях других участников деятельности;

• способностью определять и оценивать практические последствия возможных решений;

• навыками делать заключения и выводы по результатам анализа литературных данных, собственных экспериментальных и расчетно-теоретических работ по неорганической химии;

• навыками систематизировать и анализировать результаты химических экспериментов, наблюдений, измерений, а также результаты расчетов свойств неорганических веществ и материалов на их основе;

• основными законами и закономерностями неорганической химии и применять их при решении задач, при анализе экспериментальных данных, полученных при исследовании;

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

• навыками постановки эксперимента, анализа и оценки результатов лабораторных исследований;

• методами определения возможности протекания химических превращений в различных условиях и оценки их последствий;

• теоретическими методами описания свойств простых и сложных веществ на основе их положения в Периодической системе химических элементов;

• способами безопасного обращения с горючими и токсичными веществами, лабораторным оборудованием;

• навыками интерпретации рассчитанных значений термодинамических функций и на их основе прогнозировать возможность осуществления и направление протекания химических процессов;

• методами приготовления растворов заданной концентрации.

1.5 Общая трудоемкость дисциплины «Неорганическая химия» составляет 16 зачетных единиц (далее – ЗЕ) (576 часов).

Программа предусматривает изучение материала на лекциях и лабораторных занятиях. Предусмотрена самостоятельная работа студентов по темам и разделам. Проверка знаний осуществляется фронтально, индивидуально.

1.6 Объем дисциплины и виды учебной деятельности

Объем дисциплины и виды учебной деятельности

Вид учебной работы	Всего часов	Семестр 1	Семестр 2
Общая трудоемкость	576	252	324
Аудиторные занятия	302	142	160
Лекции	146	70	76
Лабораторные работы	156	72	84
Самостоятельная работа	238	92	146
Вид итогового контроля:	18х2	18 Зачет, экзамен	18 Зачет, экзамен

2 УЧЕБНО-ТЕМАТИЧЕСКОЕ ПЛАНИРОВАНИЕ

Учебно-тематический план

№	Наименование тем (разделов)	Всего часов	Аудиторные занятия		Самостоятельная работа
			Лекции	Лабораторные занятия	
I семестр					
1	**Введение**	**2**	**2**		
2	**Строение атома**	**34**	**10**	**12**	**12**
2.1	Экспериментальное обоснование представлений об атоме как сложной системе. Модели атомов	4	2		2
2.2	Квантово-механическая модель атома водорода. Квантовые числа как параметры состояния электрона в атоме	4	2		2
2.3	Многоэлектронные атомы	4	2		2
2.3.1	Принципы заполнения электронами атомных орбиталей	4	2		2
2.4	Строение ядер атомов	1	1		
2.5	Свойства изолированных атомов	1	1		
2.6	Лабораторная работа Экспериментальное доказательство сложности структуры атомов. Исследование спектров испускания и	8		6	2

2.7	Лабораторная работа Квантовые числа. Принципы заполнения электронами атомных орбиталей	8		6	2
3	**Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева**	**20**	**6**	**6**	**8**
3.1	Открытие и развитие периодического Закона Д.И. Менделеева. Структура периодической системы химических элементов	4	2		2
3.1.1	Связь положения химического элемента с электронным строением его атома	4	2		2
3.2	Электронные семейства химических элементов и периодичность изменения их свойств	4	2		2
3.3	Лабораторная работа Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева. Связь положения химического элемента с электронным строением его атома	8		6	2
4	**Химическая связь**	**60**	**16**	**18**	**26**
4.1	Природа химической связи. Простые и сложные вещества. Основные характеристики химической связи	2	2		
4.2	Ковалентная связь. Механизмы образования и свойства ковалентной связи	4	2		2
4.3	Гибридизация атомных орбиталей	4	2		2
4.3.1	Метод валентных связей	3	1		2
4.3.2	Лабораторная работа Химическая связь. Метод валентных связей	8		6	2
4.4	Метод молекулярных орбиталей	1	1		
4.4.1	ММО: гомонуклеарные молекулы	3	1		2
	Лабораторная работа Химическая связь. Метод молекулярных орбиталей. Гомонуклеарные молекулы	8		6	2
4.4.2	ММО: гетеронуклеарные молекулы. Многоатомные молекулы	4	2		2
	Лабораторная работа Химическая связь. Метод молекулярных орбиталей. Гетеронуклеарные молекулы. Многоатомные молекулы	8		6	2

4.5.	Металлическая связь	4	2		2
4.6.	Ионная связь. Свойства веществ и с ионным типом связи	3	1		2
4.7	Водородная связь	4	2		2
4.8	Агрегатные состояния вещества	4			4
5	**Комплексные соединения**	**18**	**6**	**6**	**6**
5.1	Основные классы комплексных соединений	3	1		2
5.2	Природа связи в комплексных соединениях	6	4		2
5.2.1	Лабораторная работа Природа химической связи в комплексных соединениях. Методы описания комплексных соединений. Номенклатура и свойства комплексных соединений	9	1	6	2
6	**Закономерности протекания и типы химических реакций**	**24**	**8**	**6**	**10**
6.1	Классификация химических реакций. Термодинамические и кинетические характеристики реакций	4	2		2
6.2	Скорость химической реакции и факторы, влияющие на её изменение. Энергия активации. Механизмы химических реакций	7	3		4
6.3	Химическое равновесие. Константа химического равновесия. Смещение химического равновесия	5	3		2
6.3.1	Лабораторная работа Скорость химических реакций. Химическое равновесие	8		6	2
7	**Вода. Растворы**	**20**	**6**	**6**	**8**
7.1	Состав и строение молекул воды. Физические и химические свойства воды. Аномалии воды и их роль	4	2		2
7.2	Дисперсные системы	4	2		2
7.3	Растворы. Вода как растворитель. Растворимость веществ в воде и других растворителях. Способы выражения концентраций	2	2		
7.3.1	Лабораторная работа Вода. Растворы. Растворимость веществ в воде.	10		6	4

8	**Теория электролитической диссоциации**	**46**	**10**	**18**	**18**
8.1	Основные положения ТЭД. Электролиты. Степень и константа диссоциации	3	1		2
8.1.1	Лабораторная работа Электролитическая диссоциация.	8		6	2
8.2	Электролитическая диссоциация воды. Водородный показатель	4	2		2
8.3	Реакция гидролиза. Степень и константа гидролиза	4	2		2
8.3.1	Лабораторная работа Гидролиз солей	8		6	2
8.4	Равновесие в растворах малорастворимых электролитов. Произведение растворимости	4	2		2
8.4.1	Ионные реакции. Образование осадков	2	1		2
8.4.2	Лабораторная работа Ионные реакции. Образование осадков	9	1	6	2
8.5	Диссоциация комплексных соединений	4	2		2
9	**Окислительно-восстановительные реакции**	**10**	**6**		**4**
9.1	Степень окисления. Электронная теория окисления. Классификация окислительно-восстановительных реакций	1	1		
9.1.1	Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций	4	2		2
9.2	Взаимодействие металлов с кислотами и солями в водных растворах как окислительно-восстановительный процесс	3	1		2
9.3	Стандартные электродные потенциалы. Водородный электрод сравнения. Электрохимический ряд напряжений. Электролиз растворов и расплавов	2	2		
	Экзамен	**18**			
	Итого за I семестр	**252**	**70**	**72**	**92**
II семестр					

1	**I Неметаллы**	**122**	**36**	**30**	**56**
1.1	Водород. Изотопы водорода. Физические и химические свойства. Соединения с металлами и неметаллами	4	2		2
1.1.1	Лабораторная работа Водород. Получение и свойства	4		2	2
1.2 Элементы VIIA-группы. Галогены					
1.2.1	Общая характеристика галогенов и их соединений друг с другом	4	2		2
1.2.2	Водородные соединения галогенов. Галогеноводородные кислоты	4	2		2
1.2.3	Кислородные соединения галогенов	4	2		2
1.2.1.1	Лабораторная работа Галогены и их соединения	10		6	4
1.3 Элементы VIA-группы. Халькогены.					
1.3.1	Кислород. Изотопы. Аллотропия кислорода. Воздух. Составные части воздуха. Кислород как окислитель	4	2		2
1.3.1.1	Лабораторная работа Кислород. Получение и свойства. Пероксид водорода и его свойства	6		4	2
1.3.2	Сера. Аллотропия серы. Сероводород и сульфиды. Кислородные соединения серы. Сернистая и серная кислоты. Сульфиты и сульфаты. Тиосерная кислота и тиосульфаты. Надсерная кислота	6	4		2
1.3.2.1	Лабораторная работа Сера и ее соединения	8		6	2
1.3.3	Селен. Теллур. Полоний	4	2		2
1.4 Элементы VA-группы					
1.4.1	Азот. Водородные соединения азота. Азидоводородная кислота. Нитриды	4	2		2
1.4.2	Кислородные соединения азота. Оксиды азота. Азотистая кислота и нитриты. Азотная кислота и нитраты. Взаимодействие азотной кислоты с металлами	6	4		2
1.4.1.1	Лабораторная работа Азот и его соединения	6		4	2

1.4.3	Фосфор. Аллотропия. Природные соединения фосфора. Фосфин и фосфиды. Оксиды фосфора. Фосфорные кислоты. Соли фосфорных кислот. Растворимость и гидролиз	4	2		2
1.4.3.1	Лабораторная работа Фосфор и его соединения	6		2	4
1.4.4	Мышьяк	4	2		2
1.5 Элементы IVA-группы					
1.5.1	Углерод. Аллотропия. Углерод в природе. Углеводороды и карбиды. Оксиды углерода. Угольная кислота и карбонаты	4	2		2
1.5.1.1	Лабораторная работа Углерод и его соединения	4		2	2
1.5.2	Кремний. Силан. Силициды. Соединения кремния с неметаллами. Диоксид кремния. Кремниевые кислоты. Силикаты. Кремнийорганические соединения	4	2		2
1.5.1.1	Лабораторная работа Кремний и его соединения	4		2	2
1.6 Элементы IIIA-группы					
1.6.1	Бор. Аллотропия. Бороводороды и бориды. Оксид бора и борные кислоты. Соли борных кислот	2	2		
1.6.1.1.1	Лабораторная работа Бор и его соединения	8	2	2	4
1.6.1.2	Оксосоединения *p*-элементов III – VII групп	2	2		2
1.7 Элементы VIIIA-группы					
1.7.1	Инертные газы. Соединения элементов подгруппы криптона	6	2		4
2	**II Металлы главных подгрупп**	**50**	**10**	**12**	**28**
2.1 Металлы IA-группы					
2.1.1	Металлы IA-группы	4	2		2
2.2 Металлы IIA-группы					
2.2.1	Металлы IIA-группы. Бериллий. Магний. Щелочноземельные металлы. Растворимость гидроксидов и солей. Жесткость воды	4	2		2

2.2.1.1	Лабораторная работа Общая характеристика металлов. Щелочные, щелочноземельные металлы и их соединения	10		6	4
2.3 Металлы IIIA-группы					
2.3.1	Алюминий. Амфотерность алюминия, его оксида и гидроксида. Гидролиз солей алюминия	4	2		2
2.3.2	Галлий, индий, таллий	3	1		2
2.3.1.1	Лабораторная работа Алюминий и его соединения	7		3	4
2.4 Металлы IVA-группы					
2.4.1	Германий, олово, свинец. Бинарные соединения и их свойства. Оловянные кислоты. Оксосоединения олова и свинца	4	2		2
2.4.1.1	Лабораторная работа Олово, свинец и их соединения	6		2	4
2.5 Металлы VA-группы					
2.5.1	Лабораторная работа Сурьма, висмут и их соединения	4	1	1	2
2.6	Общая характеристика свойств элементов главных подгрупп периодической системы и их соединений	4			4
3	**III Металлы побочных подгрупп**	**134**	**30**	**42**	**62**
3.1	Общая характеристика свойств элементов побочных подгрупп периодической системы и их соединений. Сравнение свойств элементов первого и второго, третьего переходных рядов	6	2		4
3.2 Металлы IVB-группы					
3.2.1	Титан. Цирконий. Гафний. Свойства соединений	4	2		2
3.2.1.1	Лабораторная работа Металлы IVB – группы. Титан. Цирконий. Гафний. Свойства соединений	5		3	2
3.3 Металлы VB-группы					
3.3.1	Ванадий, ниобий, тантал. Свойства соединений	4	2		2
3.3.1.1	Лабораторная работа Металлы VB – группы. Ванадий, ниобий, тантал. Свойства соединений	5		3	2
3.4 Металлы VIB-группы					
3.4.1	Хром, молибден, вольфрам. Свойства соединений	8	2		6

3.4.1.1	Лабораторная работа Металлы побочных подгрупп. Металлы VIB – группы. Хром и его соединения	8		6	2
3.5 Металлы VIIB-группы					
3.5.1	Марганец, технеций, рений. Свойства соединений	8	4		4
3.5.1.1	Лабораторная работа Металлы VIIB–группы. Марганец и его соединения	10		6	4
3.6 Металлы VIIIB-группы					
3.6.1	Железо, кобальт, никель. Свойства соединений	6	2		4
3.6.1.1	Лабораторная работа Металлы VIIIB–группы. Элементы семейства железа	8		6	2
3.6.2	Платиновые металлы. Свойства соединений	8	4		4
3.7 Металлы IB-группы					
3.7.1	Медь, серебро, золото. Свойства соединений. Комплексообразование с участием этих металлов	8	4		4
3.7.1.1	Лабораторная работа Металлы IB–группы. Медь, серебро и их соединения	10		6	4
3.8 Металлы IIB-группы					
3.8.1	Цинк, кадмий, ртуть. Свойства соединений	4	2		2
3.8.1.1	Лабораторная работа Металлы IIB–группы. Цинк, кадмий, ртуть и их соединения	10		6	4
3.9 Металлы IIIB-группы					
3.9.1	Скандий, итрий, лантан и их соединения	4	2		2
3.9.2	Лантаноиды	4	2		2
3.9.3	Актиноиды. Уран	4	2		2
3.9.2.1	Лабораторная работа Металлы IIIB–группы. Лантаноиды и актиноиды	10		6	4
	Итого за II семестр	**306**	**76**	**84**	**146**
	Экзамен	**18**			
ИТОГО		**576**	**146**	**156**	**238**

Интерактивное обучение по дисциплине

№	Наименование тем (разделов)	Вид занятия	Форма интерактивного занятия	Кол-во часов
1.	Экспериментальное обоснование представлений об атоме как сложной системе. Модели атомов	ЛК	Лекция-дискуссия	2
2.	Принципы заполнения электронами атомных орбиталей	ЛК	Лекция с ошибками	2
3.	Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева. Связь положения химического элемента с электронным строением его атома	ЛК	Лекция-дискуссия	2
4.	Связь положения химического элемента с электронным строением его атома	ЛК	Лекция с ошибками	2
5.	Связь положения химического элемента с электронным строением его атома	ЛР	Работа в малых группах	4
6.	Ковалентная связь. Механизмы образования и свойства ковалентной связи	ЛК	Лекция-дискуссия	2
7.	Химическая связь. Метод валентных связей	ЛР	Работа в малых группах	6
8.	ММО: гетеронуклеарные молекулы. Многоатомные молекулы	ЛР	Работа в малых группах	6
9.	Скорость химических реакций. Химическое равновесие	ЛР	Работа в малых группах	6
10.	Химическое равновесие. Константа химического равновесия. Смещение химического равновесия	ЛК	Лекция с ошибками	2
11.	Состав и строение молекул воды. Физические и химические свойства воды. Аномалии воды и их роль	ЛК	Лекция-дискуссия	2
12.	Вода. Растворы. Растворимость веществ в воде.	ЛР	Работа в малых группах	2
13.	Электролитическая диссоциация	ЛР	Работа в малых группах	6
14.	Гидролиз солей	ЛР	Работа в малых группах	6
15	Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций	ЛК	Лекция с ошибками	2
16.	Водород. Получение и свойства	ЛР	Работа в малых группах	2
17.	Общая характеристика галогенов и их соединений друг с другом	ЛК	Лекция с ошибками	2
18.	Кислород. Получение и свойства. Пероксид водорода и его свойства	ЛР	Работа в малых группах	4
19.	Сера. Аллотропия серы. Сероводород и сульфиды. Кислородные соединения серы. Сернистая и серная кислоты. Сульфиты и сульфаты. Тиосерная	ЛК	Лекция с ошибками	2

	кислота и тиосульфаты. Надсерная кислота			
20.	Углерод. Аллотропия. Углерод в природе. Углеводороды и карбиды. Оксиды углерода. Угольная кислота и карбонаты	ЛК	Лекция-дискуссия	2
21.	Бор. Аллотропия. Бороводороды и бориды. Оксид бора и борные кислоты. Соли борных кислот	ЛК	Лекция-дискуссия	2
22.	Инертные газы. Соединения элементов подгруппы криптона	ЛК	Пресс-конференция	2
23.	Металлы IA-группы	ЛК	Учебные групповые дискуссии	2
24.	Общая характеристика металлов. Щелочные, щелочноземельные металлы и их соединения	ЛР	Работа в малых группах	6
25.	Алюминий и его соединения	ЛК	Лекция-дискуссия	2
26	Общая характеристика свойств элементов побочных подгрупп периодической системы и их соединений. Сравнение свойств элементов первого и второго, третьего переходных рядов	ЛК	Лекция-дискуссия	2
27.	Титан. Цирконий. Гафний. Свойства соединений	ЛК	Лекция с ошибками	2
28.	Металлы побочных подгрупп. Металлы VIB–группы. Хром и его соединения	ЛР	Работа в малых группах	6
29.	Металлы VIIB–группы. Марганец и его соединения	ЛР	Работа в малых группах	6
30.	Металлы IB–группы. Медь, серебро и их соединения	ЛР	Работа в малых группах	6
31.	Металлы IIIB–группы. Лантаноиды и актиноиды	ЛР	Учебные групповые дискуссии	2
ИТОГО				**102**

3 СОДЕРЖАНИЕ ТЕМ (РАЗДЕЛОВ)

I семестр

1 ВВЕДЕНИЕ

Основные этапы развития химической науки. Химия как система знаний о веществах и их превращениях. Предмет и задачи химии. Роль химии в решении экономических, экологических и энергетических проблем.

Методы химии. Химия – экспериментальная наука. Основные принципы организации эксперимента, обработка результатов измерений.

Понятие о материи. Конкретные виды материи: вещество и поле. Философское и химическое понятия вещества. Движение как форма существования материи; химическая форма движения.

Понятие о чистоте вещества. Методы контроля чистоты вещества. Методы получения чистых веществ. Классификация химических реактивов по степени чистоты. Понятие о государственных стандартах (ГОСТ).

2 СТРОЕНИЕ АТОМА

Экспериментальные обоснования представлений об атоме как сложной системе. Открытие электрона. Модель атома Томсона.

Радиоактивность. Основные характеристики α-, β- и γ-лучей. Опыты Резерфорда по рассеянию α-частиц. Планетарная модель атома. Ее достоинства и недостатки. Исходные теоретические и экспериментальные предпосылки разрешения внутренних противоречий планетарной модели.

Корпускулярно-волновой дуализм излучения. Кванты. Уравнение Планка. Объяснение фотоэффекта Эйнштейном. Фотоны. Спектры атомов.

Теория атома водорода по Бору. Объяснение спектра атома водорода. Внутренние противоречия теории атома водорода по Бору и 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). Физический смысл квантовых чисел.

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

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

Многоэлектронные атомы. Характеристические рентгеновские спектры атомов. Закон Мозли. Заряды ядер атомов.

Принципы заполнения электронами атомных орбиталей

Три принципа заполнения орбиталей в атомах: принцип наименьшей энергии, принцип (запрет) Паули, правило Хунда. Порядок заполнения атомных орбиталей. Правила Клечковского. Электронные формулы. Символическая и графическая формы записи электронных формул.

Строение ядер атомов

Ядро как динамическая система протонов и нейтронов. Устойчивые и неустойчивые ядра. Радиоактивный распад ядер. Период полураспада. Ядерные реакции и превращения химических элементов.

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

3 ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА

Открытие периодического закона Д. И. Менделеевым. Принцип построения естественной системы 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.

Электронные семейства химических элементов и периодичность изменения их свойств

Элементы *s, p, d, f*- семейств. Периодичность изменения свойств элементов как проявление периодичности изменения электронных конфигураций атомов. Связь свойств элементов с их положением в периодической системе.

Групповая и типовая аналогии. Электронная аналогия. Кайносимметрия. Контракционная аналогия. Вторичная и внутренняя периодичность. Горизонтальная и диагональная аналогии.

4 ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

Природа химической связи. Простые и сложные вещества. Основные характеристики химической связи

Эволюция взглядов на сущность химической связи. Природа химической связи.

Строение вещества. Простые вещества: металлы и неметаллы. Ионные вещества. Молекулярные вещества.

Основные характеристики химической связи: длина, энергия, направленность. Валентный угол. Основные типы химической связи. Методы определения структуры веществ.

Ковалентная связь. Механизмы образования и свойства ковалентной связи

Квантово-механические методы ее трактовки.

Метод валентных связей. Физическая идея метода: образование двуцентровых двухэлектронных связей (локализация электронных пар), принцип максимального перекрывания атомных орбиталей.

Два механизма образования ковалентной связи: обобщение неспаренных электронов двух атомов и донорно-акцепторный механизм.

Свойства ковалентной связи: насыщаемость, направленность, поляризуемость.

Насыщаемость ковалентной связи. Ковалентности атомов элементов 1, 2 и 3 периодов. Их максимальная ковалентность.

Направленность ковалентной связи. Теория направленных валентностей.

Гибридизация атомных орбиталей. Условия устойчивости гибридныхатомных орбиталей. Типы гибридизации и геометрия молекул. Кратность (порядок) связи, α- и π- связи.

Полярность связей и полярность молекул в целом. Факторы, влияющие на прочность связи. Поляризуемость ковалентной связи. Дипольный момент связи.

Метод молекулярных орбиталей. Физическая идея метода: делокализация электронной плотности между всеми ядрами. Метод МО ЛКАО, α- и π- молекулярные орбитали как линейная комбинация *s*- и *p*-атомных орбиталей. Связывающие и разрыхляющие МО. Принципы заполнения молекулярных орбиталей. Энергетические диаграммы и электронные формулы молекул. Формальное число двухэлек-тронных связей в молекуле. Формальный порядок связи.

ММО: гомонуклеарные молекулы

ММО: гетеронуклеарные молекулы. Многоатомные молекулы

Гомонуклеарные и гетеронуклеарные молекулы. Зависимость кратности, прочности, длины связи и магнитных свойств от характера заполнения МО в этих молекулах.

Сравнение методов валентных связей и молекулярных орбиталей.

Типы кристаллических решеток, образуемых веществами с ковалентной связью в молекулах. Свойства этих веществ.

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

Электронная теория металлов. Классическая теория свободного электрона. Квантовая теория металлов. Зонная теория металлов.

Типы кристаллических решеток металлов и общие физические свойства металлов.

Ионная связь. Свойства веществ и с ионным типом связи

Катионы и анионы в молекулах и твердых телах. Свойства ионной связи. Область применимости ионной модели. Ионные кристаллические решетки. Поляризация и поляризирующее действие ионов, их влияние на свойства веществ. Свойства веществ с ионным типом связи.

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

Водородная связь. Межмолекулярная и внутримолекулярная водородные связи. Влияние водородной связи на свойства веществ. Роль водородной связи в биологических процессах. Межмолекулярные взаимодействия. Диполь-диполь, диполь - индуцированный диполь, дисперсионные взаимодействия.

Агрегатные состояния вещества. Газовые системы. Идеальный газ и идеальная смесь газов. Реальные газы. Газовые законы. Химические реакции в газовой фазе.

Жидкое состояние. Структурно-химическое строение жидкости. Ионизация молекул жидкости. Аморфное состояние. Стеклообразное состояние вещества. Кристаллическое состояние вещества. Химические связи и типы кристаллов. Типы кристаллических решеток. Электронное строение кристаллов. Зонная теория кристаллов.

5 КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ

Понятие о комплексных соединениях. Основные положения координационной теории А. Вернера.

Комплексообразователь и лиганды. Внешняя и внутренняя сферы комплексов. Характеристика лигандов. Координационное число комплексообразователя. Заряд комплексного иона.

Основные классы комплексных соединений. Гидраты (аквакомплексы). Кристаллогидраты как частный случай аквакомплексов. Ониевые ионы. Аммиакаты. Ацидокомплексы. Двойные соли как частный случай ацидокомплексов. Полигалогениды. Поликислоты и их соли.

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. Теория кристаллического поля и поля лигандов в теории химической связи комплексных соединений.

Окраска и магнитные свойства комплексных соединений.

6 ЗАКОНОМЕРНОСТИ ПРОТЕКАНИЯ И ТИПЫ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Классификация химических реакций. Термодинамические и кинетические характеристики реакций

Классификация химических реакций. Окислительно-восстановительные и обменные реакции. Условия протекания химических реакций. Термодинамические и кинетические характеристики реакций.

Элементы химической термодинамики. Предмет и задачи термодинамики. Основные характеристики термодинамической системы.

Тепловой эффект химической реакции и термохимические расчеты. Теплота образования вещества. Первое начало термодинамики. Энтальпия. Закон Гесса. Расчет энергии химической связи газообразных веществ с одинарной связью. Расчет энергии кристаллической решетки.

Направленность химических реакций. Энтропия и свободная энергия системы. Изобарно-изотермический потенциал.

Скорость химической реакции и факторы, влияющие на её изменение. Энергия активации. Механизмы химических реакций

Скорость химической реакции. Ее количественное выражение. Истинная и средняя скорости.

Факторы, влияющие на скорость химических реакций. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ. Закон действия масс. Его применение для гомогенных и гетерогенных систем. Константа скорости реакции. Влияние фактора поверхности на скорость реакции в гетерогенной среде.

Зависимость скорости реакции от температуры, температурный коэффициент. Понятие об активных молекулах и энергии активации процесса.

Простой, ионный и радикальный механизмы химических реакций.

Влияние катализаторов на скорость реакции. Виды катализа: гомогенный, гетерогенный и микрогетерогенный катализ, автокатализ, положительный и отрицательный катализ; понятие об ингибиторах.

Химическое равновесие. Константа химического равновесия. Смещение химического равновесия

Необратимые и обратимые химические реакции. Условия обратимости и необратимости химических процессов. Химическое равновесие. Константа химического равновесия.

Принцип Ле Шателье. Смещение химического равновесия при изменении концентраций реагирующих веществ, давления и температуры. Катализаторы в обратимых процессах.

Значение учения о скорости реакции и химическом равновесии для управления химическими процессами.

7 ВОДА. РАСТВОРЫ

Состав и строение молекул воды. Физические и химические свойства воды. Аномалии воды и их роль

Состав и электронное строение молекул воды. Полярность молекул. Характеристика водородной связи. Ассоциация молекул воды. Физические свойства воды. Аномалии физических свойств воды и их объяснение. Вода как растворитель. Химические свойства воды. Термическая диссоциация. Взаимодействие с простыми и сложными веществами. Роль воды в биологических процессах.

Промышленное значение воды. Тяжелая вода, ее свойства, получение и применение. Вода в природе. Способы очистки воды. Проблема чистой воды.

Дисперсные системы

Краткая характеристика дисперсных систем и их классификация. Взвеси (суспензии, эмульсии), коллоидные системы, истинные растворы.

Растворы. Вода как растворитель. Растворимость веществ в воде и других растворителях. Способы выражения концентраций

Механизм процесса растворения. Термодинамика процесса растворения. Связь теплоты растворения вещества с энергией кристаллической решетки и теплотой гидратации молекул вещества или продуктов его диссоциации.

Растворимость твердых веществ в воде. Коэффициент растворимости и его зависимость от температуры. Кривые растворимости. Насыщенный раствор как динамически равновесная система. Кристаллизация твёрдых веществ из растворов. Кристаллогидраты. Очистка веществ перекристаллизацией из растворов.

Растворимость газов. Зависимость растворимости газов от температуры и их парциального давления.

Концентрация растворов. Способы выражения концентрации растворов. Массовая доля растворенного вещества в процентах. Характеристика концентрации растворов по их плотности. Молярная, нормальная, моляльная концентрации. Расчеты для приготовления растворов различной концентрации. Методика приготовления растворов. Меры предосторожности при работе с концентрированными растворами кислот и щелочей.

8 ТЕОРИЯ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИИ

Основные положения ТЭД. Электролиты. Степень и константа диссоциации

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. Истинная и кажущаяся степень диссоциации. Понятие

о коэффициенте активности. Применение закона действия масс к процессу диссоциации слабых электролитов; константа диссоциации. Смещение равновесия диссоциации слабых электролитов.

Кислоты, основания, соли в свете теории электролитической диссоциации. Общие способы получения и свойства кислот, оснований, щелочей. Генетическая связь между классами неорганических соединений.

Ступенчатая диссоциация. Основный и кислотный типы диссоциации гидроксидов. Амфотерные гидроксиды. Зависимость типа диссоциации и силы гидроксидов от относительной полярности химических связей в молекулах. Понятие об ионном потенциале.

Электролитическая диссоциация воды. Водородный показатель

Электролитическая диссоциация воды. Ионное произведение воды. Влияние температуры на процесс диссоциации воды. Концентрация ионов водорода в растворах. Водородный показатель. Значение постоянства величин pH в химических и биологических процессах.

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. Кислотно-основные свойства комплексных соединений. Кислотная диссоциация аквакомплексов с образованием аквагидроксо- и гидроксокомплексов.

Реакция гидролиза. Степень и константа гидролиза

Реакция гидролиза. Гидролиз солей. Различные случаи гидролиза солей. Реакция среды в водных растворах солей. Обратимый и необратимый гидролизы солей. Степень и константа гидролиза. Объяснение гидролиза солей и амфотерности гидроксидов с точки зрения электролитической диссоциации аквакомплексов и протолитической теории кислотно-основных равновесий. Факторы, смещающие равновесие гидролиза. Роль гидролиза в химических, биологических процессах и выветривании минералов и горных пород.

Равновесие в растворах малорастворимых электролитов. Произведение растворимости

Равновесие в насыщенных растворах малорастворимых электролитов. Произведение растворимости. Условия образования и растворения осадков.

Ионные реакции. Образование осадков

Реакции в растворах электролитов (ионные реакции). Механизм протекания реакций в растворах электролитов. Направленность обменных реакций в растворах электролитов. Использование значений стандартных энтальпий и стандартных изобарно-изотермических потенциалов для оценки направленности ионных реакций.

Диссоциация комплексных соединений

9 ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Степень окисления. Электронная теория окисления. Классификация окислительно-восстановительных реакций

Реакции, идущие с изменением и без изменения степени окисления атомов элементов. Классификация окислительно-восстановительных реакций.

Электронная теория окисления. Окислители и восстановители.

Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций

Правила составления уравнений окислительно-восстановительных реакций. Методы электронного баланса и электронно-ионный. Роль среды в протекании окислительно-восстановительных процессов.

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

Возникновение скачка потенциала на границе раздела металл – водный раствор его соли. Водородный электрод сравнения.

Стандартные электродные потенциалы. Водородный электрод сравнения. Электрохимический ряд напряжений. Электролиз растворов и расплавов

Стандартные электродные потенциалы. Зависимость электродного потенциала металла от концентрации его ионов в растворе. Электрохимический ряд напряжений металлов.

Направленность окислительно-восстановительных реакций в растворах.

Значение реакций окисления-восстановления в живой и неживой природе. Окислительно-восстановительные процессы в производстве.

II семестр

10 НЕМЕТАЛЛЫ

1. Водород

Строение атома водорода. Положение водорода в периодической системе химических элементов. Изотопы водорода. Распространение водорода в природе. Строение молекулы водорода. Лабораторные и промышленные способы получения водорода. Физические и химические свойства водорода. Молекулярный и атомарный водород как восстановитель. Соединения водорода с металлами и неметаллами, их кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Водород - топливо будущего.

2. Элементы VIIA группы. Галогены

Общая характеристика атомов элементов и простых веществ. Характеристика соединений галогенов друг с другом. Биологическая роль простых веществ и соединений, образованных галогенами.

Меры предосторожности при работе с галогенами.

Фтор. Распространение фтора в природе, способы получения. Физические свойства фтора. Особенности химии фтора. Соединения фтора. Фтороводород, получение и свойства. Фтороводородная кислота, фториды. Фторид кислорода. Применение фтора и его соединений.

Хлор. Нахождение в природе, изотопы. Лабораторные и промышленные способы получения хлора, его физические и химические свойства. Применение хлора и его соединений. Охрана окружающей среды от загрязнения хлором, его ПДК.

Механизм взаимодействия хлора с водородом. Хлороводород, соляная кислота: промышленные и лабораторные способы получения. Характер соединения хлора с металлами, физические и химические свойства соединений, применение. Взаимодействие хлора с водой, щелочами и другими сложными веществами.

Кислородные соединения хлора: оксиды, кислоты, соли. Хлорноватистая кислота, белильная известь. Хлорноватая, хлористая и хлорная кислоты и их соли. Сравнение силы, прочности и окислительных свойств оксокислот хлора, стереохимия их анионов.

Бром. Йод. Распространение в природе, получение в лаборатории и в промышленности. Физические и химические свойства брома и йода. Бромоводород и йодоводород. Бромоводородная и йодоводородная кислоты, их соли. Получение, свойства и применение.

Кислородные соединения бома, йода: оксиды, кислоты, соли.

Сравнительная характеристика силы галогеноводородных кислот и восстановительных свойств их анионов. Направленность реакций между галогенами и веществами, содержащими галогенид-ионы.

Сравнительная характеристика оксокислот галогенов с одинаковыми степенями окисления кислотообразующих элементов.

Токсичность хлорсодержащих продуктов. Пестициды и гербициды.

3. Элементы VIA группы. Халькогены

Кислород. Изотопы кислорода. Строение молекулы кислорода, его парамагнетизм. Физические и химические свойства кислорода. Роль кислорода в природе.

Кислород как окислитель. Взаимодействие с кислородом простых и сложных веществ. Лабораторные и промышленные способы получения кислорода, области его применения.

Аллотропия кислорода. Озон. Химические свойства озона, его получение, образование в природе. Сравнение окислительной активности кислорода и озона.

Водородные соединения кислорода. Вода. Электронное строение молекулы воды. Полярность молекул. Характеристика водородной связи. Ассоциация молекул воды. Физические свойства воды. Аномалии физических свойств воды и их объяснение. Вода как растворитель. Химические свойства воды. Взаимодействие с простыми и сложными веществами. Роль воды в биологических процессах. Промышленное значение воды. Тяжелая вода, ее свойства, получение и применение. Проблема чистой воды.

Пероксид водорода. Электронное строение молекулы. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства пероксида водорода. Пероксиды металлов, их получение, свойства и применение.

Воздух. Постоянные и переменные составные части воздуха. Проблема чистого воздуха. Жидкий воздух, его свойства и практическое применение.

Сера. Сера в природе. Аллотропия серы. Физические и химические свойства серы.

Водородные соединения серы. Сероводород, его строение, физические и химические свойства, физиологическое действие сероводорода, его ПДК. Сероводородная кислота и сульфиды, их восстановительные свойства. Гидролиз сульфидов. Полисероводороды и полисульфиды.

Кислородные соединения серы. Оксид серы (IV): его физические и химические свойства, лабораторные и промышленные способы получения. Физиологическое действие и ПДК. Химические свойства сернистой кислоты и сульфитов. Кислотные и окислительно-восстановительные свойства. Тиосерная кислота и тиосульфаты, их применение и свойства.

Оксид серы (VI), его физические и химические свойства.

Серная кислота. Свойства концентрированной и разбавленной серной кислоты. Взаимодействие с металлами, неметаллами и сложными веществами. Правила обращения с концентрированной серной кислотой. Соли серной кислоты, их нахождение в природе, свойства и применение. Значение серной кислоты и ее солей в народном хозяйстве. Биологическая роль серы, круговорот серы в природе.

Селен и теллур. Распространение в природе и их получение. Аллотропия селена и теллура. Физические и химические свойства.

Соединения с водородом и металлами. Характеристические соединения: оксиды селена и теллура, селен- и теллурсодержащие кислоты, их соли. Соединения с другими неметаллами.

4. Элементы VA группы. Пниктогены

Азот. Азот в природе. Строение молекулы азота и причины ее устойчивости. Физические и химические свойства азота. Лабораторные и промышленные способы получения, применение азота, особенности взаимодействия азота с кислородом.

Аммиак. Электронное строение и геометрия молекулы. Физические и химические свойства аммиака, его получение в лаборатории и в промышленности. Донорные свойства аммиака при взаимодействии с водой, кислотами и в комплексообразовании. Соли аммония, их структура и свойства. Продукты термического разложения солей аммония. Окисление аммиака. Реакции замещения атомов водорода в молекуле аммиака. Амиды, имиды и нитриды металлов.

Гидразин. Гидроксиламин. Азотистоводородная кислота и азиды. Строение молекул и окислительно-восстановительное свойства водородных соединений азота.

Кислородные соединения азота. Оксиды азота: строение молекул, устойчивость, получение и свойства.

Азотистая кислота. Электронное строение и геометрия молекулы. Кислотные и окислительно-восстановительные свойства. Нитриты. Получение, свойства.

Азотная кислота. Электронное строение и геометрия молекулы. Химические свойства азотной кислоты: взаимодействие с металлами, неметаллами концентрированной и разбавленной азотной кислоты. Нитраты. Термическое разложение нитратов.

Биологическая роль азота. Проблема связанного азота. Азотные удобрения. Круговорот азота в природе.

Фосфор. Важнейшие природные соединения фосфора, получение. Аллотропия фосфора. Токсичность белого фосфора, меры предосторожности при работе с ним.

Фосфиды металлов. Соединение фосфора с водородом, фосфины. Сравнение геометрии молекул и свойств фосфина и аммиака.

Кислородные соединения фосфора. Оксиды фосфора. Оксокислоты фосфора: фосфорноватистая, фосфористая и фосфорные кислоты. Строение молекул, их основность. Изменение устойчивости, кислотных и окислительно-восстановительных свойств в ряду оксокислот фосфора. Мета- и полифосфаты. Соли ортофосфорной кислоты, их практическое применение. Галогениды фосфора, их гидролиз.

Биологическая роль фосфора, фосфорные удобрения. Использование фосфорных удобрений на почвах с различными значениями pH.

Мышьяк.Распространение в природе, получение и полиморфизм мышьяка. Физические и химические свойства. Арсин, геометрия молекулы и химические свойства.

Оксиды мышьяка, его кислородные кислоты и соли.

Сравнение свойств мышьяка и его соединений с аналогами фосфора и азота.

5. Элементы IVA группы

Углерод в природе. Аллотропия углерода: алмаз, графит, карбин, фуллирен. Их структура, физические и химические свойства, практическое значение. Характер гибридизации атомных орбиталей углерода в аллотропных формах. Химические свойства углерода. Практическое использование восстановительных свойств углерода.

Водородные соединения углерода. Углерод в органических соединениях. Карбиды металлов, их общая характеристика.

Кислородные соединения углерода. Оксид углерода (II), строение, физические и химические свойства. Физиологическое действие оксида углерода (II) и меры предосторожности при работе с ним. Первая помощь при отравлении угарным газом. Фосген. Карбонилы металлов.

Оксид углерода (IV), строение его молекулы, физические и химические свойства. Промышленные и лабораторные способы получения. Угольная кислота. Карбонаты и гидрокарбонаты, растворимость, гидролиз, термическая устойчивость.

Соединения углерода с азотом и галогенами. Циановодородная кислота, цианиды. Тетрахлорид углерода, фторопроизводные углерода. Фреоны. Круговорот углерода в природе.

Кремний. Кремний и его соединения. Кремний в природе. Природные силикаты. Промышленные и лабораторные способы получения кремния. Свойства кремния и его применение. Водородные соединения кремния, их отличие от углеводородов. Силициды металлов. Диоксид кремния. Кремниевые кислоты. Силикаты. Растворимое стекло. Кварц. Искусственные силикаты.

Германий. Распространение и получение германия. Физические и химические свойства. Водородные соединения германия, гомологи германа. Химическая активность и гидролиз этих соединений.

Оксиды и гидроксиды германия. Комплексные соединения германия. Соединения с другими неметаллами. Соли кислородсодержащих кислот германия.

6. Элементы IIIA группы

Бор. Аллотропные модификации. Важнейшие химические и физические свойства кристаллического бора. Его получение и применение.

Особенности структуры бороводородов, их свойства. Бориды металлов. Нитрид бора. Оксид и гидроксид бора: структура, свойства и применение. Ортоборная кислота. Бура. Бор как микроэлемент.

7. Элементы VIIIA группы. Инертные газы

История открытия инертных газов. Электронная структура атомов и положение в периодической системе. Объяснение невозможности существования двухатомных молекул с позиций метода молекулярных орбиталей. Потенциалы ионизации. Нахождение в природе, способы выделения. Физические свойства. Применение гелия, неона, аргона. Важнейшие соединения ксенона и криптона, их свойства, получение и применение.

11 МЕТАЛЛЫ ГЛАВНЫХ ПОДГРУПП

1. Металлы IA группы

Распространенность в земной коре, изотопный состав, важнейшие природные соединения щелочных металлов. Способы получения щелочных металлов. Свойства, получение и применение важнейших соединений щелочных металлов: гидридов, оксидов, гидроксидов, пероксидов, солей. Правила хранения и техника безопасности при работе со щелочными металлами и щелочами.

Значение соединений натрия и калия для живых организмов. Калийные удобрения.

2. Металлы IIA группы

Общая характеристика атомов элементов главной подгруппы II группы. Физические и химические свойства простых веществ. Получение в промышленности. Поведение металлов в реальных атмосферных условиях. Правила хранения щелочноземельных металлов, меры предосторожности при работе с ними.

Бериллий. Особенности строения и металлохимия бериллия. Характеристические соединения бериллия: оксид, гидроксид и галогениды. Соединения с другими неметаллами. Соли кислородсодержащих кислот и комплексные соединения бериллия.

Магний. Свойства, получение гидридов, оксидов, гидроксидов, пероксидов и солей магния и щелочноземельных металлов. Магнезия, негашеная и гашеная известь. Свойства, получение и применение. Физиологическое действие соединений главной подгруппы II группы.

Металлы IIIA группы

Алюминий. Распространение в земной коре, важнейшие природные соединения: физические и химические свойства алюминия. Получение алюминия, применение. Алюминотермия. Свойства основных соединений алюминия: оксида, гидроксида, гидроксоалюминатов, солей. Их практическое применение.

Электронное строение атомов элементов подгруппы галлия. Природные соединения и получение металлов. Физические и химические свойства металлов и характеристических соединений. Соединения низших степеней окисления металлов подгруппы галлия. Металлохимия и сплавы металлов.

4. Металлы IVA группы

Олово, свинец. Сравнительная характеристика элементов IVA группы. Электронное строение олова и свинца. Природные соединения и получение металлов. Аллотропия олова. Физические и химические свойства металлов. Характеристические соединения элементов в различных степенях окисления. Соединения с другими неметаллами. Соли и комплексные соединения олова и свинца. Металлохимия элементов подгруппы германия.

5. Металлы VA группы.

Сурьма. Висмут. Электронное строение элементов и их валентные возможности. Природные соединения и способы получения. Простые вещества, их физические и химические свойства. Характеристические соединения, их свойства в соответствии со степенью окисления. Соединения с другими неметаллами. Соли кислородсодержащих кислот и комплексные соединения. Металлохимия элементов.

Общая характеристика свойств элементов главных подгрупп периодической системы и их соединений

Закономерности в изменении радиусов, энергии ионизации, сродства к электрону, электроотрицательности атомов элементов в периодах и главных подгруппах.

Соединения металлов и неметаллов с водородом. Изменение в периодах и подгруппах полярности и прочности связи в соединениях элементов с водородом. Закономерности изменения их восстановительных свойств.

Кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов элементов главных подгрупп. Оксиды. Строение, тип связи между атомами: изменение величины эффективного заряда атомов кислорода в оксидах на примерах оксидов I-П групп главных подгрупп и 2-3 периодов. Изменение кислотно-основных свойств оксидов в периодах и главных подгруппах. Гидроксиды. Зависимость характера их диссоциации от величин условных радиусов и зарядов ионов. Изменение характера диссоциации гидроксидов на примерах элементов 3-го периода и главных подгрупп I, II, V-VII групп.

Изменение устойчивости степеней окисления атомов элементов в главных подгруппах. Окислительные свойства соединений, содержащих атомы элементов в высших степенях окисления.

12 МЕТАЛЛЫ ПОБОЧНЫХ ПОДГРУПП

Общая характеристика свойств элементов побочных подгрупп периодической системы и их соединений

Особенности электронных структур атомов элементов *d*- и *f*-семейств. Их положение в периодической системе. Сравнение свойств атомов, простых веществ, соединений элементов главных и побочных подгрупп. Характер изменения свойств элементов и соединений при возрастании зарядов ядер атомов в главных и побочных подгруппах. Многообразие степеней окисления, проявляемых атомами элементов побочных подгрупп.

Лантаноидное и актиноидное сжатие. Сравнение свойств элементов первого и второго, третьего переходных рядов. Сходство свойств элементов V и VI периодов.

Комплексообразующие свойства *d*-элементов.

1. *Металлы IVB группы*

Подгруппа титана. Общая характеристика атомов элементов, физических и химичес0ких свойств простых веществ. Титан, цирконий, гафний в природе. Химия их получения из природных соединений. Оксиды, гидроксиды, соли. Применение простых веществ и их соединений. Сравнение свойств элементов главной и побочной подгрупп IV группы. Значение синтеза элемента № 104 в развитии периодического закона.

2. *Металлы VB группы*

Подгруппа ванадия. Ванадий, ниобий, тантал, электронное строение атомов. Физические и химические свойства простых веществ. Нахождение в природе. Способы получения. Оксиды, гидроксиды, соли. Сравнение свойств элементов и соединений главной и побочной подгрупп V группы. Применение ванадия, ниобия, тантала.

3. *Металлы VIB группы*

Подгруппа хрома. Общая характеристика элементов, их распространение и важнейшие природные соединения. Физические и химические свойства, получение простых веществ, сплавов.

Соединения хрома (II, III, VI): оксиды, гидроксиды, соли. Получение, физические и химические свойства. Зависимость кислотно-основных свойств оксидов и гидроксидов хрома от величины зарядов и радиусов соответствующих ионов. Гидроксо- и оксохроматы (III). Комплексные соединения хрома (III). Окислительно-восстановительные свойства соединений хрома (III). Хромовые кислоты, их свойства. Хроматы и дихроматы, условия их существования. Соединения хрома (VI) как окислители. Хромовая смесь.

Молибден и вольфрам. Получение молибдена и вольфрама из природных соединений, их свойства и применение. Оксиды и гидроксиды молибдена и вольфрама. Молибденовая и вольфрамовая кислоты, их соли. Биологическая роль молибдена.

Сравнительная характеристика свойств элементов главной и побочной подгрупп VI группы.

4. *Металлы VIIB группы*

Подгруппа марганца. Общая характеристика элементов, их распространение и важнейшие природные соединения. Физические и химические свойства металлов.

Марганец. Сплавы марганца. Ферромарганец. Соединения марганца. Оксиды и гидроксиды марганца. Зависимость их свойств от степени окисления атомов марганца. Марганцовистая и марганцевая кислоты, манганаты и перманганаты. Окислительные свойства перманганатов и манганатов. Зависимость окислительных свойств перманганатов от *pH* среды. Марганец- микроэлемент растений.

Технеций и рений. Оксиды и гидроксиды рения. Соли. Рениевая кислота и ее соли.

Сравнительная характеристика свойств элементов и соединений элементов главной и побочной подгрупп VII группы.

5. *Металлы VIIIB группы*

Элементы семейства железа. Распространенность в земной коре, важнейшие природные соединения. Физические и химические свойства. Сравнение свойств соединений железа, кобальта и никеля (II) и (III), их получение и применение, ферраты. Комплексные соединения железа, кобальта и никеля. Биологическая роль элементов семейства железа.

Элементы семейства платины. Распространенность в природе, истории открытия, физические и химические свойства, практическое использование.

6. *Металлы IB группы*

Подгруппа меди. Медь, серебро, золото. Нахождение элементов в природе. Получение металлов и сплавов. Важнейшие химические соединения. Оксиды, гидроксиды, соли. Комплексные соединения. Окислительно-восстановительные свойства соединений меди, серебра, золота. Роль ионов меди (II) и серебра (I) в физиологических процессах. Медь как микроэлемент питания растений. Сравнительная характеристика свойств элементов главной и побочной подгрупп I группы.

7. *Металлы IIB группы*

Подгруппа цинка. Общая характеристика атомов элементов, физических и химических свойств простых веществ. Физические и химические свойства соединений элементов в степени окисления +2. Соединения ртути (+1). Комплексные соединения элементов подгруппы цинка. Физиологическое действие ионов металлов. ПДК ртути, техника безопасности при работе с ртутью и её соединениями. Практическое использование соединений цинка, кадмия, ртути.

8. *Металлы IIIB группы*

Подгруппа скандия.Общая характеристика атомов элементов, физических и химических свойств простых веществ. Нахождение элементов в природе. Оксиды, гидроксиды, соли. Сравнение свойств элементов главной и побочной подгрупп III группы.

Лантаноиды и актиноиды. Особенности электронных структур атомов элементов *f*-семейства. Валентные возможности и проявляемые степени окисления.

Лантаноиды. Их распространение. Физические и химические свойства простых веществ. Оксиды. Свойства гидроксидов. Соли.

Актиноиды. История открытия. Краткая характеристика свойств простых веществ. Работы И.В. Курчатова, Г.Н. Флерова, Г. Сиборга.

Уран. Природные и искусственные изотопы урана. Распространение в природе. Получение, физические и химические свойства урана и его соединений Трансактиноиды. Синтез новых химических элементов. Границы периодической системы.

Список основной литературы

1. Ардашникова, Е. И. Сборник задач по неорганической химии [Текст] : учеб.пособие / Е. И. Ардашникова, Г. Н. Мазо, М. Е. Тамм ; под ред. Ю. Д. Третьякова. – М. : Академия, 2008. – 207 с. (20 экз.)

2. 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. – 368 с.(34 экз.)

3. 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.)

4. 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.)

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

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

7. 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. – 527 с. (18 экз.)

8. 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. (30 экз.)

4 МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ (УКАЗАНИЯ) ДЛЯ СТУДЕНТОВ ПО ИЗУЧЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ

Рабочая программа призвана помочь студентам в организации самостоятельной работы по освоению курса «Неорганическая химия». «Неорганическая химия» - одна из основных химических дисциплин. Изучение химических дисциплин начинается и заканчивается неорганической химией, поэтому очень важно иметь о ней целостное представление.

Учебно-методические материалы по подготовке лекционных и лабораторных занятий представлены по каждому разделу неорганической химии в соответствии с программой дисциплины и последовательностью изучения курса. Учебно-методические материалы включают:

1) лекционный материал курса «Неорганической химии» по каждому разделу и теме.

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

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

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

- изучение теоретического материала по конспекту лекции, учебнику, практикуму, дополнительной литературе;
- решение расчетных задач;
- письменных ответах на контрольные вапросы рассматриваемой темы;
- оформление лабораторных работ.

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

Специфика изучения раздела «Неметаллы» заключается в необходимости установления причинно-следственных связей между электронным строением атома и кристаллохимическим строением вещества; между типом химического взаимодействия, наблюдаемым в веществе, и его кислотно-основными и окислительно-восстановительными свойствами.

Специфика изучения разделов «Металлы главных подгрупп» и «Металлы побочных подгрупп» настоящего комплекса проявляется в возможности прогнозирования свойств элементов, а также их соединений, на основе учения о химической связи и современной трактовки Периодического закона.

Рекомендуемый план изучения тем:

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

1.1. Особенности электронного строения атомов. Изотопы.

1.2. Кристаллохимического строения простых веществ. Аллотропия.

1.3. Физические свойства.

1.4. 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 «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-восстановительные свойств соединений.

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

При изучении темы «Водород» особое внимание следует обратить на двойственное положение водорода в Периодической системе, сходство с щелочными металлами и галогенами; аллотропию водорода, изотопный состав; восстановительную активность гидридов.

При изучении темы «Элементы VIIA-группы. Галогены» особое внимание следует обратить на характер изменения окислительной активности галогенов и восстановительной активности галогенид-ионов; кислородные соединения галогенов, их устойчивость, стереохимию анионов, окислительную активность.

При изучении темы «Элементы VIA-группы. Халькогены» особое внимание следует обратить на многообразие аллотропных модификаций, окислительно-восстановительную двойственность простых и сложных веществ; степени окисления и валентные возможности элементов в соединениях.

При изучении темы «Элементы VA-группы. Пниктогены» особое внимание следует обратить на строение молекулы азота, его оксидов, кислородсодержащих кислот и водородных соединений; окислительно-восстановительную двойственность нитритов и окислительную активность оксидов; зависимость характера продуктов восстановления азотной кислоты от ее концентрации и активности металла.

При изучении темы «Элементы IVA-группы» особое внимание следует обратить на аллотропные модификации; причины изменения устойчивости, физических свойств, химической активности водородных соединений элементов; получение и свойства оксидов и гидроксидов элементов.

При изучении темы «Бор» и темы «Алюминий» особое внимание следует обратить на особенности электронного строения атомов элементов, определяющие способность образовывать донорно-акцепторные связи, а также их соединений – галогенидов, гидридов. Необходимо уметь интерпретировать немонотонный характер изменения радиусов атомов, кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств соединений.

При изучении раздела «Металлы побочных подгрупп» особое внимание следует обратить на многообразие и устойчивость степеней окисления металлов, полиморфизм металлов, характер изменения химической активности металлов в группе, а также кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств соединений с увеличением степени окисления элемента и кислотности среды. Сравните закономерности изменения основных характеристик атомов элементов (радиусов, энергий ионизации, устойчивых степеней окисления, координационных чисел) и образуемых ими соединений (химической активности, устойчивости, кислотно-основных и окислительно-восстановительные свойств) в главной и побочной подгруппе.

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 программы. При оформлении лабораторных отчетов и индивидуальных заданий следует пользоваться справочной химической литературой и химической энциклопедией.

После изучения отдельных тем предлагается 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.

При подготовке к экзамену 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

№	Наименование раздела (темы)	Формы/виды самостоятельной работы	Количество часов, в соответствии с учебно-тематическим планом
1.	Строение атома	Изучение литературы Оформление лабораторной работы	12

		Подготовка отчета по лабораторной работе Решение расчетных задач	
2.	Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева	Изучение литературы Оформление лабораторной работы Подготовка отчета по лабораторной работе Решение расчетных задач	8
3.	Химическая связь	Изучение литературы Оформление лабораторной работы Подготовка отчета по лабораторной работе Решение расчетных задач	26
4.	Комплексные соединения	Изучение литературы Оформление лабораторной работы Подготовка отчета по лабораторной работе	6
5.	Закономерности протекания и типы химических реакций	Изучение литературы Конспектирование изученных источников Оформление лабораторной работы Решение расчетных задач	10
6.	Вода. Растворы	Изучение литературы Конспектирование изученных источников Оформление лабораторной работы Решение расчетных задач	8
7.	Теория электролитической диссоциации	Изучение литературы Конспектирование изученных источников Оформление лабораторной работы Решение расчетных задач	18
8.	Окислительно-восстановительные реакции	Изучение литературы Конспектирование изученных источников Оформление лабораторной работы	4
9.	Неметаллы	Изучение литературы Оформление лабораторных работ Подготовка рефератов Решение расчетных задач	56
10.	Металлы главных подгрупп	Изучение литературы Оформление лабораторных работ Подготовка рефератов	28

		Решение расчетных задач	
11.	Металлы побочных подгрупп	Изучение литературы Оформление лабораторных работ Подготовка рефератов Решение расчетных задач	62
	ИТОГО		238

5 ПРАКТИКУМ ПО ДИСЦИПЛИНЕ
План лабораторных занятий
(I семестр)

№	Темы	Вид занятий	К-во часов	Литература
1	Экспериментальное доказательство сложности структуры атомов. Исследование спектров испускания и поглощения	ЛР	6	5) гл.4, с. 56-58, оп. 1,2 3) гл. 2, с. 37-47
2	Квантовые числа. Принципы заполнения электронами атомных орбиталей	ЛР	6	1) гл. 1, с. 7-10 2) разд. 1, гл. 2, с. 16-27 3) гл. 2, с. 47-60, 60-71 4) гл. 3, с. 23-55
3	Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева. Связь положения химического элемента с электронным строением его атома	ЛР	6	1) гл. 2, с.10-11 2) разд. 1, гл. 3, с. 27-35, 35-45 4) гл. 3, с. 39-55, гл. 10, с. 225-238
4	Химическая связь. Метод валентных связей	ЛР	6	1) гл. 1, с. 18-19, гл. 5, С.19-22 2) разд. 2, гл. 1, с. 47-50, гл. 3, С. 77-99 3) гл. 4, с. 97-105, 117-145 4) гл. 4, с. 56-86, гл. 11, С. 239-249
5	Химическая связь. Метод молекулярных орбиталей. Гомонуклеарные молекулы	ЛР	6	1) гл. 3, с. 12-18 2) разд. 2, гл. 2, с. 51-76 3) гл. 4, с. 88-93 4) гл. 4, с. 105-113
6	Химическая связь. Метод молекулярных орбиталей. Гетеронуклеарные молекулы. Многоатомные молекулы	ЛР	6	1) гл. 3, с. 12-18 2) разд. 2, гл. 2, с. 51-76 4) гл. 4, с. 88-93, гл. 12, с. 279-282
7	Скорость химических реакций. Химическое равновесие	ЛР	6	1) разд. 4, гл. 10, 11 с. 35-49 2) разд. 5, гл. 3, 4 с. 197-224 4) гл. 6, с. 121-143
8	Вода. Растворы. Растворимость веществ в воде.	ЛР	6	1) разд. 3, гл. 7, с. 23-25 2) разд. 3, гл. 2, с. 139-149

				3) гл. 7, с. 211-224 4) гл. 7, с. 144-148 5) гл. 6, с. 77-82
9	Электролитическая диссоциация	ЛР	6	1) разд. 4, гл. 12, с. 49-51 3) гл. 8, с. 231-244 4) гл. 7, с. 152-158 5) гл. 7, с. 88-93, оп. 1-6
10	Гидролиз солей	ЛР	6	1) разд. 4, гл. 12, с. 49-55 2) разд. 5, гл. 5, с. 225-234, оп. 1-3 3) гл. 8, с. 245-259 4) гл. 7, с. 162-169 5) гл. 7, с. 94-99, с. 99-103, оп. 1-4
11	Ионные реакции. Образование осадков	ЛР	6	1) разд. 4, гл. 12, с. 49-55 2) разд. 5, гл. 5, с. 225-234, оп. 1-3 3) гл. 8, с. 245-259 4) гл. 7, с. 162-169 5) гл. 7, с. 94-99, с. 99-103, оп. 1-4
12	Природа химической связи в комплексных соединениях. Методы описания комплексных соединений. Номенклатура и свойства комплексных соединений	ЛР	6	1) разд. 9, 10, с. 156-167 2) разд. 2, гл. 5, с. 107-113 3) гл. 13, с. 354-378 4) гл. 13, с. 354-378 5) гл. 8, с. 104-108, оп. 1-5
ИТОГО			72	

ЛИТЕРАТУРА

1. Ахметов, Н.С. Общая и неорганическая химия: учебник учеб. для студ. хим.-технол. спец. вузов / Н.С. Ахметов. - 4-е изд., испр. - М. : Высш. шк., 2001. - 744 с. : (70 экз.)

2. 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. – 368 с.(34 экз.)

3. 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.)

4. 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. – 527 с. (18 экз.)

5. 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.(30 экз.)

Лабораторная работа № 1-3 (6 часов)
Строение атома
Вопросы к занятию:

1. Экспериментальные обоснования представлений об атоме как сложной системе. Открытие электрона.

2. Модель атома Томсона. Опыты Резерфорда по рассеянию α-частиц. Планетарная модель атома. Её достоинства и недостатки. Исходные теоретические и экспериментальные предпосылки разрешения внутренних противоречий планетарной модели.

3. Корпускулярно-волновой дуализм излучения. Кванты. Уравнение Планка.

Объяснение фотоэффекта Эйнштейном. Фотоны.

4. Теория атома водорода по Н. Бору (основные постулаты). Спектры атомов. Объяснение спектра атома водорода. Внутренние противоречия теории атома водорода по Н. Бору и попытки их устранения.

5. Корпускулярно-волновой дуализм частиц. Волны Луи де Бройля. Принцип неопределенностей Гейзенберга.

Строение вещества и определение свойств атомов и веществ, 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_aэлектронов в атомах или ионах исследуемого металла по формуле Планка:

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

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

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.

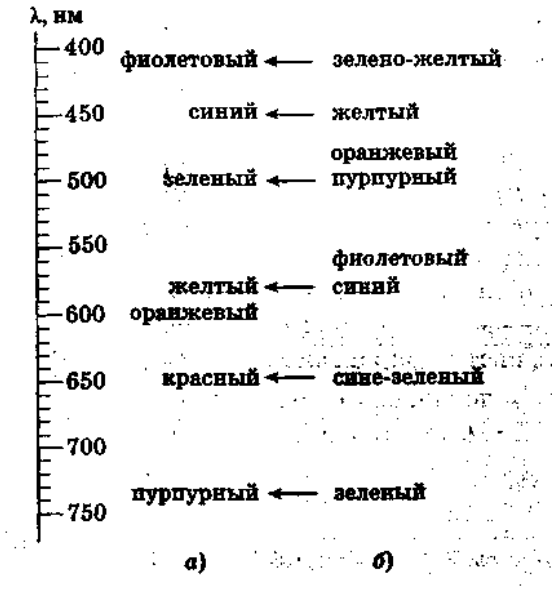


Рис.1. Длина волны λ видимого света спектра испускания *(а)* и соответствующие им дополнительные цвета *(б)* спектра поглощения

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:

Расчет энергии активации электронов, исследование прочности кристаллических решеток разного типа.

Оборудование и реактивы:

Газовая горелка. Пробирки. Тигель. Стальная проволока. Насыщенные растворы солей: лития, натрия, калия, рубидия, цезия, кальция, стронция, бария, меди. Оксид кремния (IV). Оксид алюминия. Сахароза (в виде сахарного песка). Иод. Олово. Медный купорос. Хлорид натрия.

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

Чистую и предварительно прокаленную стальную проволоку погрузить в насыщенный раствор соли металла, а затем внести в некоптящее 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_aдля щелочных ищелочно-земельных металлов.

ОПЫТ 2. 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 $A1_2O_3$, хлорид натрия NaCl, кристаллогидрат сульфата меди $CuSO_4 \cdot 5H_20$ (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 $A1_2O_3$ 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.

Задачи по теме: Строение атома

1. Напишите полные электронные формулы атомов элементов с порядковыми номе-

рами 17 и 25. Назовите формирующие электроны этих атомов.

2. Напишите электронные формулы атомов кремния и титана. К какой группе элементов (по формирующим электронам) относится каждый из этих элементов?

3. Напишите полные электронные формулы атомов железа и фосфора. Назовите формирующие электроны этих атомов.

4. Напишите полные электронные формулы атомов алюминия и скандия и ионов Al^{3+} , Sc^{2+} и Sc^{3+}.

5. Какова электронная формула атома кислорода? Сколько электронных пар и неспаренных электронов у атома кислорода и какие атомные орбитали они занимают?

Лабораторная работа № 4-6 (6 часов)
Строение атома. Многоэлектронные атомы
Вопросы к занятию:

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

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

3. Собственный угловой и магнитный моменты электрона (спин) и спиновое квантовое число m_s. Емкость электронных слоев.

4. Многоэлектронные атомы. Характеристические рентгеновские спектры атомов. Закон Мозли. Заряды ядер атомов.

5. Три принципа заполнения орбиталей в атомах: принцип наименьшей энергии, принцип (запрет) Паули, правило Хунда. Порядок заполнения атомных орбиталей. Правила Клечковского. Электронные формулы. Символическая и графическая формы записи электронных формул.

6. Ядро как динамическая система протонов и нейтронов. Устойчивые и неустойчивые ядра. Радиоактивный распад ядер. Период полураспада. Ядерные реакции и превращения химических элементов.

7. Свойства изолированных атомов:

а) атомные радиусы (ковалентные, металлические);

б) энергия ионизации;

в) сродство к электрону;

г) электроотрицательность. Относительная электроотрицательность.

д) магнитные свойства атомов. Диамагнетизм, парамагнетизм.

Задачи по теме: Строение атома. Многоэлектронные атомы

1. Какое максимальное число электронов может находиться на *s*-, *p*-, *d*- и *f*-энергетических подуровнях атомов?

2. Укажите полное число электронов в атоме, характеризуемом следующими квантовыми числами: а) $n = 3$, $l = 2$; б) $n = 4$, $l = 3$; в) $n = 5$, $l = 4$.

3. Назовите возможные значения всех квантовых чисел для каждого из четырех электронов бериллия.

4. Назовите элементы, соответствующие следующим характеристикам:

а) щелочной металл с валентным электроном на орбитали 5*s*; б) неметаллы с валентными электронами на орбитали 3*p*.

5. Составьте электронные формулы атомов азота и серы. Сколько неспаренных электронов имеет каждый из этих атомов?

6. Напишите электронные формулы атомов марганца и мышьяка. Какое правило используют для определения числа неспаренных электронов у каждого из этих атомов?

Лабораторная работа № 7-9
Периодический закон и периодическая система

Химических элементов Д. И. Менделеева

Вопросы к занятию:

1. Открытие периодического закона Д. И. Менделеевым. Принцип построения естественной системы элементов. Экспериментальное подтверждение теоретических предсказаний Д. И. Менделеева.

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

3. 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.

4. Особенности электронных конфигураций атомов элементов главных и побочных подгрупп. Элементы s-, *p-, d-, f-* семейств. Периодичность изменения свойств элементов как проявление периодичности изменения электронных конфигураций атомов. Связь свойств элементов с их положением в периодической системе.

5. Групповая и типовая аналогии.

6. Электронная аналогия. Кайносимметрия.

7. Переходные металлы. Контракционная аналогия.

8. Орбитальные радиусы. Вторичная и внутренняя периодичность.

10. Горизонтальная и диагональная аналогии.

Задачи по теме: Периодический закон и периодическая система Д. И. Менделеева

1. Напишите электронные формулы атомов фосфора и ванадия. К какой группе элементов (по формирующим электронам) относится каждый из этих элементов?

2. Напишите электронные формулы хрома и селена. Являются ли они аналогами?

3. Укажите, какой из атомов в каждой приведенной ниже паре имеет большие размеры, энергию ионизации и электроотрицательность: а) S, Cl; б) B, Al; в) Y, Sr; г) Ga, Ge.

4. Сколько неспаренных электронов имеет атом каждого из следующих элементов: Si, Mg, Fe, Tl?

5. Напишите электронные формулы атомов хлора и марганца и ионов Cl^- и Mn^{2+}.

6. Напишите электронные формулы атомов серы, ионов S^{2-} и S^{2+}.

7. Напишите электронные формулы атомов железа, ионов Fe^{2+} и Fe^{3+}.

8. Напишите электронные формулы атомов индия, лантана и церия. Являются ли они аналогами?

Лабораторная работа № 10-12 (6 часов)

Химическая связь. Метод валентных связей

Вопросы к занятию:

1. Эволюция взглядов на сущность химической связи. Природа химической связи.

2. Строение вещества. Простые вещества: металлы и неметаллы. Ионные вещества. Молекулярные вещества.

3. Основные характеристики химической связи: длина, энергия, направленность. Валентный угол. Основные типы химической связи. Методы определения структуры веществ.

4. *Ковалентпая связь.* Квантово - механические методы ее трактовки.

5. Метод валентных связей (МВС). Физическая идея метода: образование двухцентровых двухэлектронных связей (локализация электронных пар), принцип максимального перекрывания атомных орбиталей.

6. Два механизма образования ковалентной связи: обобщение неспаренных электронов двух атомов и донорно-акцепторный механизм.

7. Свойства ковалентной связи:

а) насыщаемость. Ковалентности атомов элементов 1-3 периодов. Их максимальная ковалентность

б) поляризуемость ковалентной связи. Зависимость поляризуемости связи от ее длины. Полярность связей и полярность молекул в целом.

в) направленность ковалентной связи. Теория направленных валентностей. Гибридизация атомных орбиталей. Условия устойчивости гибридных атомных орбиталей. Типы гибридизации и геометрия молекул. Кратность (порядок) связи, α- и π- связи.

Задачи по теме: Химическая связь. Метод валентных связей

1. Рассмотрите образование химических связей в следующих молекулах: Cl_2, H_2O, CO_2, CS_2, ICl_5, NF_3, OF_2, $CHCl_3$. Составить электронные и графические (дисплейные) формулы молекул.

2. Исходя из метода ВС, сделайте вывод о возможных валентностях кобальта и родия в возбужденном и невозбужденном состояниях.

3. Напишите электронные формулы фтора и хлора и определите возможные валентности этих элементов в возбужденном и невозбужденном состояниях.

4. Что вы знаете об образовании ковалентной связи по донорно-акцепторному механизму? Приведите примеры соединений, в которых химическая связь образована по донорно-акцепторному механизму.

5. Объяснить механизм образования молекулы SiF_4 и иона SiF_6^{2-}. Может ли существовать ион CF_6^{2-}?

6. Что называется электрическим моментом диполя молекулы? Какая из молекул H_2O, H_2S и H_2Se имеет наибольший электрический момент диполя?

7. Какова структура молекул SiH_2, SiH_4, BeH_2?

8. Сравните структуру молекул PCl_3 и $BC1_3$.

9. Перекрыванием каких электронных орбиталей образуются химические связи в молекулах $C1_2$, PH_3, BH_3? В какой из данных молекул происходит гибридизация атомных орбиталей?

10. Какие электроны атома бора участвуют в образовании ковалентных связей? Как с помощью метода ВС объяснить симметричную треугольную форму молекулы BF_3?

11. Что называется электроотрицательностью? Как с помощью этой величины можно объяснить последовательность в изменении электрических моментов диполя молекул HF, HC1, HBr, HI?

12. Определите тип химической связи в молекулах H_2O и $BeCl_2$. Какова структура этих молекул? Какая из этих молекул имеет электрический момент диполя, равный нулю? Почему? Возможна ли в какой-нибудь из этих молекул гибридизация атомных орбиталей?

13. Какой тип гибридизации возможен при образовании молекулы $A1C1_3$?

14. Сколько π-связей в ионе PO_4^{3-}?

Лабораторная работа № 13-18(12 часов)
Химическая связь. Метод молекулярных орбиталей
Вопросы к занятию:

1. Метод молекулярных орбиталей (ММО). Физическая идея метода: делокализация электронной плотности между всеми ядрами. Молекулярная орбиталь как линейная комбинация атомных орбиталей.

2. Метод ЛКАО МО, *α*- и *π*-молекулярные орбитали как линейная комбинация *s*- и *p*-атомных орбиталей. Связывающие и разрыхляющие МО.

3. Принципы заполнения молекулярных орбиталей. Энергетические диаграммы и символические электронные формулы молекул. Формальный порядок связи.

4. Гомонуклеарные молекулы, образованные элементами I и II периодов. Зависимость кратности, прочности и длины связи, а также магнитных свойств от характера заполнения МО в этих молекулах.

5. Гетеронуклеарные двухатомные молекулы, образуемые элементами II периода. Оксид углерода(II), оксид азота(II). Вклад АО разных по электроотрицательности элементов в связывающие и разрыхляющие молекулярные орбитали.

6. Сравнение методов ВС и МО.

7. Многоатомные гетеронуклеарные молекулы. Несвязывающие орбитали.

Задачи по теме: Ковалентная связь: метод молекулярных орбиталей (гомонуклеарные и гетеронуклеарные молекулы)

1. Рассмотреть с позиций метода МО возможность образования молекул B_2, F_2, BF. Какая из этих молекул наиболее устойчива?

2. Почему не могут существовать устойчивые молекулы Be_2?

3. Как изменяются длина связи, энергия диссоциации и магнитные свойства в ряду: O_2^{2-} – O_2^{-} – O_2 – O_2^{+}. Ответ мотивировать.

4. Какая из частиц – NO^{+}, NO или NO^{-} характеризуются наименьшей длиной связи?

5. Объяснить с позиций методов ВС и МО изменение энергии диссоциации (кДж/моль) молекул в ряду F_2 (155) – O_2 (493) – N_2 (945).

6. Энергия диссоциации молекул N_2 и CO соответственно равна 945 и 1071 кДж/моль. Объяснить близость этих значений с позиций методов ВС и МО.

7. Рассмотрите строение CH_4 с позиций метода молекулярных орбиталей.

8. Чем отличается последовательность заполнения молекулярных орбиталей для элементов начала и конца 2-го периода. Покажите на примере C_2 и F_2.

Лабораторная работа № 19-21 (6 часов)
Скорость химических реакций. Химическое равновесие
Вопросы к занятию:
Закономерности протекания и типы химических реакций

1.Элементы химической термодинамики. Предмет и задачи термодинамики. Основные характеристики термодинамической системы.

2. Тепловой эффект химической реакции и термохимические расчеты. Теплота образования вещества. Первое начало термодинамики. Энтальпия. Закон Гесса. Расчет энергии химической связи газообразных веществ с одинарной связью. Расчет энергии кристаллической решетки.

3. Направленность химических реакций. Энтропия и свободная энергия системы. Изобарно-изотермический потенциал.

Химическая кинетика

1. Скорость химической реакции. Ее количественное выражение. Истинная и средняя скорости.

2. Факторы, влияющие на скорость химических реакций. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ. Закон действия масс. Его применение для гомогенных и гетерогенных систем. Константа скорости реакции. Влияние фактора поверхности на скорость реакции в гетерогенной среде.

3. Зависимость скорости реакции от температуры, температурный коэффициент. Понятие об активных молекулах и энергии активации процесса.

4. Простой, ионный и радикальный механизмы химических реакций.

5. Влияние катализаторов на скорость реакции. Виды катализа: гомогенный, гетерогенный и микрогетерогенный катализ, автокатализ, положительный и отрицательный катализ; понятие об ингибиторах.

Химическое равновесие

1. Необратимые и обратимые химические реакции. Условия обратимости и необратимости химических процессов. Химическое равновесие. Константа химического равновесия,

2. Принцип Ле Шателье. Смещение химического равновесия при изменении концентраций реагирующих веществ, давления и температуры.

3.Катализаторы в обратимых процессах.

Цель работы:

Экспериментально доказать зависимость скорости химической реакции от различных факторов и проанализировать смещение химического равновесия при изменении концентраций реагирующих веществ.

Приборы и посуда:

Весы с разновесом. Секундомер. Термометр на 100 °С. Штатив с пробирками. Пробирки емкостью 50 мл с номерами (3 шт.). Мерный цилиндр для воды на 25 мл. Мерные цилиндры для раствора тиосульфата натрия $Na_2S_2O_3$ емкостью 25 мл (1 шт.) и для раствора серной кислоты H_2SO_4 емкостью 25 мл (1 шт.). Химические стаканы емкостью 200 мл (2 шт.) и емкостью 25 мл (1 шт.). Ступка. Пипетка. Шпатель.

Реактивы и материалы:

Цинк гранулированный (протравленный) и в порошке. Нитрат свинца $Pb(NO_3)_2$. Иодид калия KI. Мел.

Растворы:

Уксусная кислота CH_3COOH (0,1н.). Соляная кислота HCl(0,1н.). Серная кислота H_2SO_4 (2н. и 1:200). Хлорид железа(III) $FeCl_3$ (0,001н. и насыщ.). Роданид калия KSCN (0,001н. и насыщ.). Тиосульфат натрия $Na_2S_2O_3$ (1н. и 1:200).

ОПЫТ 1. Влияние природы реагирующих веществ на скорость химической реакции

Для проведения опыта одну пробирку заполнить на 2/3 объема 0,1н. раствором уксусной кислоты, затем внести туда 2 – 3 гранулы цинка, предварительно промытые водой и высушенные фильтровальной бумагой. Вторую пробирку заполнить на 2/3 объема 0,1н. раствором соляной кислоты, добавить 2 – 3 гранулы цинка. (Масса цинка должна быть одинакова и в первой и во второй пробирках).

Сравнить скорости взаимодействия с цинком соляной и уксусной кислот одинаковой концентрации и объяснить наблюдаемые явления.

По окончании опыта вылить кислоту, промыть цинк, высушить его фильтровальной бумагой.

ОПЫТ 2. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ

а)К 1н. раствору тиосульфата натрия $Na_2S_2O_3$ прилить 2н. раствор серной кислоты H_2SO_4.

Наблюдать помутнение раствора, которое вызвано взаимодействием тиосульфата натрия и серной кислоты с выделением свободной серы:

$Na_2S_2O_3 + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + SO_2 + H_2O + S$

Время, которое проходит от начала реакции до заметного помутнения раствора, характеризует скорость реакции.

б)В три большие нумерованные пробирки налить разбавленный (1:200) раствор тиосульфата натрия $Na_2S_2O_3$: в первую –5 мл, во вторую – 10 мл, в третью – 15 мл. К содержимому первой пробирки добавить затем 10 мл воды, а второй – 5 мл воды. В три другие пробирки налить по 5 мл разбавленной (1:200) серной кислоты. В каждую пробирку с раствором $Na_2S_2O_3$ прилить при помешивании по 5 мл приготовленной H_2SO_4 и определить время с момента добавления кислоты до помутнения раствора в каждой пробирке.

Записать результаты по следующей форме:

№ пробирки	Объем раствора $Na_2S_2O_3$, мл	Объем H_2O, мл	Объем раствора H_2SO_4, мл	Общий объем раствора, мл	Условная концентрация $Na_2S_2O_3$	Время протекания реакции до появления мути, τ	Скорость реакции в условных единицах,

$v = 1/\tau$.

1	5	1	5	20	1C
2	10	0	5	20	2C
3	15	5	5	20	3C
		-			

Те же результаты изобразить графически, отложив на оси абсцисс условные концентрации $Na_2S_2O_3$, а на оси ординат – скорости реакции $v = 1/\tau$.

Сделать вывод о зависимости скорости реакции от концентрации реагирующих веществ. Согласуются ли ваши наблюдения с законом действия масс?

ОПЫТ 3. Зависимость скорости реакции от температуры

Для опыта взять разбавленные (1:200) растворы $Na_2S_2O_3$ и H_2SO_4. Налить в три большие нумерованные пробирки по 10 мл раствора $Na_2S_2O_3$, в другие три пробирки – по 10 мл раствора серной кислоты и разделить их на три пары: по пробирке с раствором $Na_2S_2O_3$ и H_2SO_4 в каждой паре.

Отметить температуру воздуха в лаборатории, слить вместе растворы первых двух пробирок, встряхнуть и определить время с момента добавления кислоты до помутнения раствора.

Две другие пробирки поместить в химический стакан с водой и нагреть воду до температуры на 10 °С выше комнатной. За температурой следить по термометру, опущенному в воду. Слить содержимое пробирок, встряхнуть и отметить время от слива до появления мути.

Повторить опыт с оставшимися двумя пробирками, нагрев их в том же стакане с водой до температуры на 20 °С выше комнатной. Записать результаты по следующей форме:

№ пробирки	Объем раствора $Na_2S_2O_3$, мл	Объем раствора H_2SO_4, мл	Температура, °С	Время до появления мути, τ	Скорость реакции в условных единицах, $v = 1/\tau$.
1	10	10	°С		
2	10	10	°С + 10°		
3	10	10	°С + 20°		

Составить график, иллюстрирующий зависимость скорости реакции от температуры для данного опыта. Для этого на оси абсцисс нанести в определенном масштабе значения температуры опытов, а на оси ординат – величины скорости реакции $v = 1/\tau$.

Сделать вывод о зависимости скорости химической реакции от температуры. Какие значения принимает температурный коэффициент для большинства химических реакций?

ОПЫТ 4. Влияние поверхности реагирующих веществ на скорость гетерогенной реакции

Уравновесить на технохимических весах кусочек мрамора (или мела) и такую же массу порошка мрамора (или мела) – приблизительно 0,5 г. В две пробирки налить по 5 мл разбавленной соляной кислоты и внести в них одновременно навески мрамора или мела: кусочек – в одну пробирку, порошок – в другую. Отметить время, которое потребуется для полного растворения мрамора (мела). В какой пробирке реакция протекает быстрее и почему?

Написать уравнение реакции и математическое выражение закона действующих масс. Сделать вывод о влиянии поверхности реагирующих веществ на скорость реакции, протекающей в гетерогенной системе.

ОПЫТ 5. Скорость гетерогенных химических реакций

а) В сухой ступке осторожно смешать (не растирая) несколько кристаллов нитрата свинца (II) и иодида калия. Происходит ли изменение окраски?

Энергично растирать кристаллы. Что происходит? Из пипетки добавить к смеси несколько капель воды; обратить внимание на изменение окраски. Объяснить опыт. Написать уравнение реакции.

ОПЫТ 6. Смещение химического равновесия при изменении концентраций реагирующих веществ

В небольшом стаканчике смешать по 10 мл 0,001н. растворов хлорида железа (III) $FeCl_3$ и роданида калия KSCN. Написать уравнение этой обратимой реакции и выражение константы равновесия для нее.

Полученный раствор разлить поровну в четыре пробирки. В первую пробирку добавить немного концентрированного раствора хлорида железа (III), во вторую – концентрированного раствора роданида калия, в третью – немного кристаллического хлорида калия, а четвертую пробирку оставить для сравнения. Сравнить цвет жидкостей в пробирках.

По изменению интенсивности окраски судят об изменении концентрации роданида железа(III) $Fe(SCN)_3$, т.е. о смещении равновесия. Объяснить изменение цвета на основании закона действия масс. Сместится ли равновесие при разбавлении полученных растворов?

Задачи по теме: Энергетика и направленность химических реакций

1. Рассчитайте стандартный тепловой эффект реакции $2NO_2$ (г) ↔ N_2O (г) при 298 К на моль N_2O.

2. Рассчитайте стандартную теплоту образования диоксида азота NO_2 (г), если стандартный тепловой эффект реакции $2NO_2$ (г) ↔ N_2O_4 при 298 К на моль N_2O_4 равен –58,4 кДж/моль.

3. Стандартный тепловой эффект реакции $2NO_2$ (г) ↔ N_2O_4 (г) на моль N_2O_4 (г) при 298 К равен –58,4 кДж/моль. Рассчитайте стандартную теплоту образования N_2O_4 (г) при 298 К.

4. Стандартный тепловой эффект реакции H_2O_2 (ж) ↔ H_2O(ж) + $^1/_2O_2$ (г) при 298 К равен –98,8 кДж/моль. Рассчитайте стандартную теплоту образования H_2O (ж).

Тема: Химическая кинетика. Химическое равновесие

1. Во сколько раз изменится скорость прямой и обратной реакций в системе

$$2SO_2(г) + O_2(г) \rightleftarrows 2SO_3(г),$$

если объем газовой смеси уменьшить в три раза? В какую сторону сместится равновесие системы?

2. Во сколько раз увеличится скорость реакции, протекающей в газовой фазе, при повышении температуры от 30 до 70 °С, если температурный коэффициент реакции равен 2?

3. Константа равновесия гомогенной системы

$$CO(г) + H_2O(г) \rightleftarrows CO_2(г) + H_2(г)$$

при 850°С равна 1. Вычислите концентрации всех веществ при равновесии, если исходные концентрации $C_{(CO)\,исх}$=3 моль/л, $C_{(H2O)исх}$ = 2 моль/л.

4. Эндотермическая реакция разложения пентахлорида фосфора протекает по уравнению

$$PCl_5(г) \rightleftarrows PCl_3(г) + Cl_2(г)\ ;\ \Delta H^0_{298} = 92{,}59\ кДж/моль.$$

Как надо изменить: а) температуру; б) давление; в) концентрацию, чтобы сместить равновесие в сторону реакции разложения PCl_5?

Лабораторная работа № 22-24 (6 часов)

Вода. Растворы. Растворимость веществ в воде.

Вопросы к занятию:

1. Механизм процесса растворения. Термодинамика процесса растворения.

2. Связь теплоты растворения вещества с энергией кристаллической решетки и теплотой гидратации молекул вещества.

3. Растворимость твердых веществ в воде. Коэффициент растворимости и его зависи-

мость от температуры. Кривые растворимости.

4. Насыщенный раствор как динамически равновесная система. Кристаллизация твердых веществ из растворов. Кристаллогидраты. Очистка веществ перекристаллизацией из растворов.

5. Растворимость газов. Зависимость растворимости газов от температуры и их парциального давления. Законы Генри.

6. Концентрация растворов. Способы выражения концентрации растворов. Массовая доля растворенного вещества в процентах, молярная, нормальная, моляльная концентрации, титр.

Задачи по теме: Растворы. Способы выражения концентраций

1. Плотность раствора с массовой долей NaOH 10 % равна 1,1 г/см^3. Сколько граммов гидроксида натрия потребуется для приготовления этого раствора объемом 40 мл? Какова его молярная концентрация?

2. К раствору серной кислоты объемом 300 мл с массовой долей H_2SO_4 30 % (пл. 1,22 г/см^3) добавили 1 л воды. Рассчитайте массовую долю (в %) полученного раствора.

3. До какого объема нужно разбавить 400 мл раствора соляной кислоты с массовой долей HCl 20 % (пл. 1,1 г/см^3), чтобы получить раствор с массовой долей HCl 8 % (пл. 1,05 г/см^3).

4. Сколько миллилитров 2 МH_2SO_4 потребуется для приготовления 0,05 МH_2SO_4 объемом 500 мл? Рассчитайте титр и нормальную концентрацию 0,05 М раствора H_2SO_4.

5. Плотность раствора с массовой долей гидроксида калия 40 % равна 1,4 г/см^3. Сколько граммов КОН потребуется для приготовления раствора объемом 500 мл с массовой долей 40 %? Какова нормальная концентрация этого раствора?

6. Сколько миллилитров раствора хлорида калия с массовой долей KCl 20 % (пл. 1,13 г/см^3) потребуется для приготовления 0,05 М HC1 объемом 10 л? Рассчитайте титр исходного и полученного растворов.

7. Сколько граммов сульфата натрия нужно взять для приготовления раствора Na_2SO_4 с массовой долей 8 % (пл. 1,075 г/см^3) объемом 10 л? Рассчитайте молярную концентрацию этого раствора.

8. Сколько миллилитров серной кислоты с массовой долей H_2SO_4 96 % (пл. 1,84 г/см^3) необходимо взять для приготовления раствора серной кислоты с массовой долей H_2SO_4 30 % (пл. 1,22 г/см^3).

9. Сколько миллилитров раствора серной кислоты с массовой долей H_2SO_4 10 % (пл. 1,07 г/см^3) нужно взять для приготовления раствора H_2SO_4 с титром 0,001 г/мл объемом 1 л? Рассчитайте нормальную концентрацию приготовленного раствора.

10. Сколько миллилитров раствора серной кислоты с массовой долей H_2SO_4 96 % (пл. 1,84 г/см^3) нужно взять для приготовления 250 мл 0,5 МH_2SO_4? Какова нормальная концентрация приготовленного раствора?

11. Сколько хлорида аммония необходимо для приготовления 0,2 М раствора NH_4Cl объемом 500 мл? Рассчитайте нормальную концентрацию этого раствора.

12. Приготовить 200 мл 0,5 М раствора $CuSO_4 \cdot 5H_2O$.

Лабораторная работа №25-27 (6 часов)
Электролитическая диссоциация
Вопросы к занятию:

1. Электролиты и неэлектролиты. Основные положения ТЭД. Механизм процесса диссоциации веществ с различным типом химической связи.

2. Роль полярных молекул воды в процессах диссоциации и ионизации веществ. Механизм гидратации анионов и катионов. Влияние на гидратацию размеров и зарядов ионов.

3. Образование иона гидроксония. Энергетика процесса диссоциации.

4. Степень электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Факто-

ры, влияющие на степень электролитической диссоциации. Истинная степень диссоциации.

5. Сильные электролиты. Кажущаяся степень диссоциации. Понятие о коэффициенте активности.

6. Применение закона действия масс к процессу диссоциации слабых электролитов; константа диссоциации. Смещение равновесия диссоциации слабых электролитов.

Кислоты, основания, соли в свете теории электролитической диссоциации.

7. Ступенчатая диссоциация. Основной и кислотный типы диссоциации гидроксидов. Амфотерные гидроксиды. Зависимость типа диссоциации и силы гидроксидов от относительной полярности химических связей в молекулах. Понятие об ионном потенциале.

8. Электролитическая диссоциация воды. Ионное произведение воды. Влияние температуры на процесс диссоциации воды. Водородный показатель. Значение постоянства величин pH в химических и биологических процессах.

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 α > 30%. Сильными электролитами являются: 1) почти все соли (кроме $HgCl_2$, $CdCl_2$, $Fe(SCN)_3$, $Pb(CH_3COO)_2$ и некоторые другие); 2) многие минеральные кислоты, например HNO_3, HC1, H_2SO_4, HI, HBr, $HC1O_4$ и др.; 3) основания щелочных и щелочно-земельных металлов, например KOH, NaOH, $Ba(OH)_2$ и др.

У средних электролитов α = 3 – 30% в 0,1 М растворах; к ним относятся, например, H_3PO_4, H_2SO_3, HF, $Mg(OH)_2$.

Для слабых электролитов в 0,1 М растворах α < 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 обусловливает возможность образования кислых и основных солей.

Кроме степени диссоциации состояние слабых электролитов в растворе характеризует *константа равновесия* между молекулами и ионами. Например: для $HNO_2 = H^+ + NO_2^-$

$$K_p = [H^+][NO_2^-]/[HNO_2],$$

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 - α) 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 Ле Шателье. 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, HC1, NaOH, KOH.

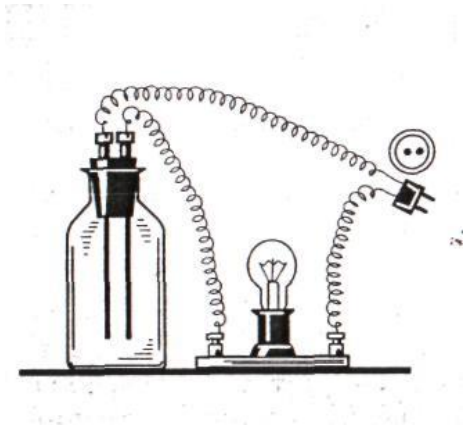


Рисунок 1 – Прибор для испытаний электрической проводимости растворов.

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 $Ba(OH)_2$ в присутствии 0,02 М раствора H_2SO_4. Для этого в прибор поместить раствор $Ba(OH)_2$ 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_4C1 и хорошо размешать. Объяснить изменение цвета раствора, исходя из принципа Ле Шателье 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:

$$NH_4OH \text{ (или } NH_3 \cdot H_2O) = NH_4^+ + OH^-$$

При добавлений к раствору NH_4C1 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 $A1(OH)_3$. 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+}. Проделать эти реакции. Указать цвет осадков. Написать уравнения в ионном виде.

Б. Подействовать раствором сульфида натрия Na_2S или аммония $(NH_4)_2S$ 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 $PbC1_2$, действуя раствором хлорида натрия на раствор соли свинца $Pb(NO_3)_2$. 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 $(NH_4)_2S$. 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 можносделать относительно степени диссоциации кремниевой и угольной кислот? Какая из них слабее? Написать уравнение реакции и 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 $Ba(OH)_2$. Чем объяснить, что осадка во второй пробирке больше? Написать уравнения реакций в ионном виде.

Задачи по теме: Электролитическая диссоциация

1. Рассчитайте концентрацию ионов H^+ в 0,01 М CH_3COOH при 298 К.
2. Рассчитайте концентрации ионов H^+ и OH^- в воде при 298 К. Вычислите активности ионов H^+ и OH^- в 0,01 MNaOH при 298 К.
3. Определите активности ионов H^+ и OH^- в 0,001 н. HCl при 298 К.
4. Вычислите концентрацию ионов NH_4^+ в 0,005 MNH_4OH при 298 К.
5. Вычислите константу диссоциации цианистоводородной кислоты HCN, если степень диссоциации ее в 0,01 MHCN равна $2{,}83 \cdot 10^{-4}$.
6. Вычислите степень диссоциации NH_4OH в 0,05 М и 0,5 М растворах при 298 К. Как влияет концентрация раствора на степень диссоциации гидроксида аммония?
7. Вычислите константу диссоциации гидроксида аммония, если его степень диссоциации в $2 \cdot 10^{-3}$ М растворе равна 10%.

Лабораторная работа 28-30 (6 часов)
Гидролиз солей
Вопросы к занятию:

1.Реакция гидролиза. Гидролиз солей. Различные случаи гидролиза солей. Обратимый и необратимый гидролизы солей:

а) гидролиз соли, образованной сильным основанием и слабой кислотой;
б) гидролиз соли, образованной слабым основанием и сильной кислотой;
в) гидролиз соли, образованной слабым основанием и слабой кислотой;
г) гидролиз солей, образованных многоосновными кислотами и однокислотными основаниями;
д) гидролиз солей многокислотных оснований и одноосновных кислот;
е) гидролиз солей многоосновных кислот и многокислотных оснований.

2. Степень и константа гидролиза.
3. Объяснение гидролиза солей и амфотерности гидроксидов с точки зрения электролитической диссоциации аквакомплексов и протолитической теории кислотно-основных равновесий.
4. Факторы, смещающие равновесие гидролиза.
5. Роль гидролиза в химических, биологических процессах и процессах выветривания минералов и горных пород.

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 pH 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 каноном 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, pH < 7. Гидролиз по аниону приводит к связыванию ионов водорода от воды и накоплению ионов OH^-, среда щелочная, 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 гидролизованных 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_4C1, в четвертой – сульфат алюминия $A1_2(SO_4)_3$. (В случае отсутствия твердых солей взять готовые растворы.)

Определить pH 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 $(NH_4)_2S$. Как доказать, что выпавший осадок не является солью сероводородной кислоты? Написать уравнение реакции с учетом полного гидролиза $A1_2S_3$.

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 дигидроксосоли молекулы воды: $Sb(OH)_2Cl – H_2O = SbOCl$. С помощью индикатора отметить характер среды раствора. Затем прибавить несколько капель $HC1$ до растворения осадка. Снова прилить воду. Объяснить смещение ионного равновесия гидролиза взятой соли.

Задачи по теме: Гидролиз солей

1. Какое значение pH (больше или меньше 7) имеют растворы солей: Na_3PO_4, K_2SO_3, $NiCl_2$, $FeCl_3$? Почему?

2. Составьте ионные и молекулярные уравнения гидролиза солей: $AgNO_3$, K_3PO_4, $ZnCl_2$, CH_3COOK.

3. При гидролизе каких солей образуются H_2S и HCN? Приведите уравнения реакций гидролиза этих солей.

4. При гидролизе каких солей образуются $Zn(OH)_2$ и $A1(OH)_3$? Приведите уравнения реакций гидролиза этих солей.

5. Какое значение pH (больше или меньше 7) имеют растворы солей: Na_3PO_4, $NiSO_4$, $AgNO_3$, и K_2CO_3?

6. Напишите уравнения гидролиза солей $Al_2(SO_4)_3$ и Na_2SO_4.

7. Напишите уравнения гидролиза солей KCN, KNO_2 и $ZnCl_2$.

8. Вычислить степень гидролиза ацетата калия в 0,1 М растворе и pH раствора.

Лабораторная работа № 31-33 (6 часов)
Образование осадков. Произведение растворимости

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

$$BaSO_4 \rightleftarrows Ba^{2+} + SO_4^{2-}$$

в осадке в растворе

Применяя к этому равновесию закон действующих масс, получим:

$$K_{BaSO4}[BaSO_4] = [Ba^{2+}][SO_4^{2-}] \quad \text{или} \quad ПР_{BaSO4} = [Ba^{2+}][SO_4^{2-}].$$

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

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

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

Цель работы:

Получение осадков малорастворимых электролитов и количественное определение ПР 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 $CaC1_2$, в другую – 5 капель раствора хлорида бария $BaC1_2$. Затем в каждую пробирку добавить по 2 – 3 капли раствора серной кислоты. В обеих ли пробирках выпал осадок? Объяснить наблюдения, пользуясь значениями ПР.

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 $(NH_4)_2S$ до появления осадков FeS и CuS. Затем прилить к садкам немного соляной 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 $K_2Cr_2O_7$. При этом выпадает желтый осадок хромата бария $BaCrO_4$, нерастворимый в уксусной кислоте. Составить уравнение реакции ($ПР_{BaCrO4} = 2,4 \cdot 10^{-10}$).

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_4C1 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_4C1.

Задачи по теме: Ионные реакции. Образование осадков

1. Составить молекулярные и ионные уравнения реакций образования нерастворимых веществ: Ag_3P0_4, $HgCrO_4$, $CaCO_3$, $Cu(OH)_2$, FeS.

2. Составить молекулярные и ионные уравнения реакций образования малодиссоциированных и летучих соединений: HCN, H_2S, H_2SO_3, NH_4OH, H_2CO_3.

3. Сколько граммов $BaCO_3$ содержится в 5 л раствора, насыщенного при 25 °С?

4. В 500 мл насыщенного раствора содержится $0,94 \cdot 10^{-3}$ гAgCl. Вычислить произведение растворимости этой соли.

5. Объяснить, почему при добавлении к насыщенному раствору $BaSO_4$гипсовой воды (насыщенный раствор $CaSO_4$) наблюдается образование осадка.

6. Как изменится количество осадка $Mg(OH)_2$ в насыщенном растворе при добавлении к нему: а) гидроксида натрия; б) соляной кислоты?

Лабораторная работа №34-36 (6 часов)
Комплексные соединения
Вопросы к занятию:

1. Понятие о комплексных соединениях. Основные положения координационной теории А. Вернера.

2. Основные классы комплексных соединений. Принципы классификации комплексных соединений. Аквакомплексы, кристаллогидраты как частный случай аквакомплексов, ониевые ионы, аммиакаты, ацидокомплексы, двойные соли как частный случай ацидокомплексов, полигалогениды, поликислоты.

3. Изомерия комплексных соединений (сольватная, ионизационная, координационная, связи, пространственная)

4. Номенклатура комплексных соединений (порядок перечисления ионов, порядок перечисления лигандов, окончания координационных групп, приставки, указывающие число лигандов, окончания названия комплексов, состояние окисления, название мостиковых групп).

5. Устойчивость комплексных соединений. Диссоциация комплексных соединений. Константа нестойкости. Константа устойчивости.

6. Хелаты и внутрикомплексные соединения.

7. Природа химической связи в комплексных соединениях:

а) электростатическая теория;

б) метод валентных связей;

в) теория кристаллического поля и теория поля лигандов;

Объяснение физических и химических свойств комплексных соединений с точки зрения этих теорий.

8. Кислотно-основные свойства комплексных соединений. Кислотная диссоциация аквакомплексов с образованием аквагидроксо- и гидроксокомплексов.

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:

$$3NaOH + A1(OH)_3 = Na_3[Al(OH)_6]$$

$$Fe(CN)_2 + 4KCN = K_4[Fe(CN)_6]$$

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:

$$[Ag(NH_3)_2]C1 \rightarrow [Ag(NH_3)_2]^+ + Cl^-$$

$$[Ag(NH_3)_2]^+ \leftrightarrow [Ag(NH_3)]^+ + NH_3 \text{ (1 ступень)}$$

$$[Ag(NH_3)]^+ \leftrightarrow Ag^+ + NH_3 \text{ (2 ступень)}$$

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 $(NH_4)_2[Fe(SO_4)_2] \cdot 6H_2O$. Их записывают в виде двойных солей: $(NH_4)_2SO_4 \cdot FeSO_4 \cdot 6H_2O$. В водном растворе двойные соли диссоциируют практически нацело.

Комплексные соединения классифицируют:

1. По заряду комплексного иона:

а) катионные комплексы – $[Cu(NH_3)_4]^{2+}C1_2$;

б) анионные комплексы – $Na_2[CuCl_4]^{2-}$;

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

2. По принадлежности к определенному классу соединений:

а) комплексные кислоты – $H[AuCl_4]$;

б) комплексные основания – $[Ni(NH_3)_6](OH)_2$;

в) комплексные соли – $K_3[A1F_6]$, $[Ni(H_2O)_6]SO_4$.

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 хрома(III). Тиоцианат аммония. Растворы: хлорида аммония (насыщ.), тиоцианата аммония (0,1 М), хлорида натрия (0,1 М), хлорида калия (0,1 М), тиоцианата калия (0,1 М), тиосульфата натрия (0,1 М), сульфита натрия (0,1 М), иодида кадия. (0,1 М), сульфата меди (0,1 М), нитрата серебра (0,1 М), сульфата цинка (0,1 М), сульфата кадмия (0,1 М), нитрата ртути(II) (0,1 М), хлорида бария (0,1 М), сульфата алюминия (0,1 М), хлорида олова(II) (0,1 М), нитрата свинца (0,1 М), сульфата хрома (0,1 М), соли Мора (0,1 М), хлорида железа(III) (0,1 М), сульфата кобальта (0,1 М), хлорида кобальта (насыщ.), сульфата никеля (0,1 М), соляной кислоты (конц.), аммиака (0,1 М), гексацианоферрата(II) калия, гексацианоферрата(III) калия, аммониево-железных квасцов. Сероводородная вода.

ОПЫТ 1. Свойства двойных и комплексных солей

В три пробирки поместить по 3 капли раствора аммониево-железных квасцов $NH_4Fe(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$. В четвертую пробирку поместить 3 капли гексацианоферрата(III) калия $K_3[Fe(CN)_6]$. В первую пробирку прибавить 2 капли раствора тиоцианата аммония NH_4SCN, во вторую – 2 капли раствора хлорида бария $BaC1_2$, в третью – 3 капли раствора

гидроксида натрия (содержимое этой пробирки нагреть до появления запаха аммиака), в четвертую – 2 капли тиоцианата аммония.

Во всех ли пробирках происходит реакция? Написать уравнения диссоциации двойной и комплексной солей, молекулярные и ионные уравнения реакций, с помощью которых обнаруживались ионы солей в растворе. Написать выражение константы нестойкости комплексного иона $[Fe(CN)_6]^{3-}$, найти в таблице ее числовое значение и сделать вывод об устойчивости этого иона в растворе.

ОПЫТ 2. Свойства аквокомплексов

А. Поместить в небольшой тигель 1 микрошпатель медного купороса. Слабо прокалить содержимое тигля. Обратить 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) $CoC1_2 \cdot 6H_20$, осторожно нагреть. Наблюдать изменение цвета, соответствующее реакции отщепления воды.

$$2[Co(H_2O)_6]Cl_2 \leftrightarrow Co[CoCl_4] + 12H_2O\uparrow$$

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

ОПЫТ 3. Получение и свойства некоторых аммиакатов

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

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

К полученному осадку прибавить избыток концентрированного раствора NH_4OH. Что наблюдается? Записать уравнение реакции получения сульфата тетрамминомеди(II) $[Cu(NH_3)_4]SO_4$.

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

Б. К 1 капле раствора нитрата серебра $AgNO_3$ прибавить 2 капли раствора хлорида калия КС1 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 диамминосеребра $[Ag(NH_3)_2]Cl$ прибавлять по каплям разбавленной азотной кислоты HNO_3 (3 – 5 капель). Написать уравнение реакции и объяснить образование осадка при прибавлении HNO_3.

В. К 3 каплям раствора соли никеля(II) добавлять по каплям водный раствор аммиака NH_4OH до растворения выпадающей в осадок основной соли. Отметить цвет получившегося раствора. Записать уравнения реакций (координационное число Ni^{2+} равно 6).

ОПЫТ 4. Получение и свойства ацидокомплексов

А. В пробирку внести 2 – 3 капли раствора нитрата ртути(II) $Hg(NO_3)_2$ 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 взаимодействия HgI_2 с избытком иодида калия (координационное число Hg^{2+} равно 4). Написать уравнение диссоциации полученного комплексного иона.

Полученный раствор тетраиодогидраргирата(II) калия $K_2[HgI_4]$ 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 сульфата меди $CuSO_4$ добавить столько же раствора гексацианоферрата(II) калия $K_4[Fe(CN)_6]$. Отметить цвет образовавшегося осадка и написать уравнения реакций.

Г. К 1 – 2 каплям раствора хлорида железа(III) $FeCl_3$ прибавить столько же раствора гексацианоферрата(II) калия $K_4[Fe(CN)_6]$.

К 1 – 2 каплям свежеприготовленного раствора сульфата железа(II) $FeSO_4$ прибавить 1 – 2 капли гексацианоферрата(III) калия $K_3[Fe(CN)_6]$. Отметить наблюдения и написать для обоих опытов уравнения реакций, учитывая, что в первом опыте получится гексацианоферрат(II) железа(III) калия $KFe[Fe(CN)_6]$ («берлинская лазурь»), а во втором — гексацианоферрат(III) железа(II) калия («турнбуллева синь»), имеющего такую же формулу.

ОПЫТ 5. Образование гидроксокомплексов

В три пробирки поместить раздельно 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 $[Zn(OH)_4]^{2-}$, $[Cr(OH)_6]^{3-}$, $[A1(OH)_6]^{3-}$.

Задачи по теме: Комплексные соединения

1. Определите заряд комплексного иона, степень окисления и координационное число комплексообразователя в соединениях: $[Cu(NH_3)_4]SO_4$, $K_2[PtCl_6]$, $K[Ag(CN)_2]$. Напишите уравнения диссоциации этих соединений в водных растворах.

2. Составьте формулы следующих комплексных соединений платины (с указанием химических связей): $PtCl_4 \cdot 6NH_3$, $PtCl_4 \cdot 4NH_3$, $PtCl_4 \cdot 2NH_3$. Координационное число платины (IV) равно шести. Напишите уравнения диссоциации этих соединений в водных растворах.

3. Написать координационные формулы следующих комплексных соединений: а) дицианоаргентат калия; б) гексанитрокобальтат(III) калия; в) хлорид гексаамминникеля(II); г) гексацианохромат(III) натрия; д) бромид гексаамминкобальта(III); е) тетраамминфосфатохром; ж) трифторогидроксобериллат магния.

4. Определите заряд комплексного иона, степень окисления и координационное число сурьмы в соединениях $Rb[SbBr_6]$, $K[SbCl_4]$, $Na[Sb(SO_4)_2]$. Как диссоциируют эти соединения в водных растворах?

5. Составьте формулы следующих комплексных соединений серебра (с указанием химических связей): $AgCl \cdot 2NH_3$, $AgCN \cdot KCN$, $AgNO_2 \cdot NaNO_2$. Координационное число серебра (I) равно двум. Напишите уравнения диссоциации этих соединений в водных растворах.

6. Определите заряд комплексного иона, степень окисления и координационное число комплексообразователя в соединениях $K_4|Fe(CN)_6]$, $K_4[TiCl_8]$, $K_2[HgI_4]$.Как диссоциируют эти соединения в водных растворах?

7. Из частиц Co^{3+}, NH_3, NO_2^- и K^+ можно составить семь формул комплексных соединений кобальта, одна из которых $[Co(NH_3)_6]$ $(NO_2)_3$. Составьте формулы других шести соединений и напишите уравнения их диссоциации в водных растворах.

8. Определите заряд следующих комплексных ионов: $[Cr(H_2O)_4Cl_2]$, $[HgBr_4]$, $[Fe(CN)_6]$, если комплексообразователями являются Cr^{3+}, Hg^{2+}, Fe^{3+}. Напишите формулу соединений, содержащих эти комплексные ионы.

9. Определите заряд следующих комплексных ионов: $[Cr(NH_3)_5NO_3]$, $[Pd(NH_3)CI]$, $[Ni(CN)_4]$, если комплексообразователями являются Cr^{3+}, Pd^{2+}, Ni^{2+}. Напишите формулы комплексных соединений, содержащих эти ионы.

10. Из частиц Cr^{3+}, H_2O, $C1^-$ и K^+ можно составить семь формул комплексных соединений хрома (с указанием химических связей), одна из которых $[Cr(H_2O)_6]C1_3$. Составьте формулы других шести соединений и напишите уравнения их диссоциации в водных растворах.

11. Составьте формулы следующих комплексных соединений кобальта (с указанием химических связей): $3NaNO_2 \cdot Co(NO_2)_3$, $CoCl_3 \cdot 3NH_3 \cdot 2H_2O$, $2KNO_2 \cdot NH_3 \cdot Co(NO_2)_3$. Коор-

динационное число кобальта (III) равно шести. Напишите уравнения диссоциации этих соединений в водных растворах.

12. Напишите выражения для констант нестойкости комплексных ионов $[Ag(NH_3)_2]^+$, $[Fe(CN)_6]^{4-}$, $[PtCl_6]^{2-}$. Чему равны степень окисления и координационное число комплексообразователя в этих ионах?

13. Константы нестойкости комплексных ионов $[Co(CN)_4]^{2-}$, $[Hg(CN)_4]^{2-}$, $[Cd(CN)_4]^{2-}$ соответственно равны; $8\cdot10^{-20}$, $4\cdot10^{-41}$, $1{,}4\cdot10^{-17}$. В каком растворе, содержащем эти ионы (при равной молярной концентрации), ионов CN^- больше? Напишите выражения для констант нестойкости указанных комплексных ионов.

14. Напишите выражения для констант нестойкости следующих комплексных ионов: $[Ag(CN)_2]^-$, $[Ag(NH_3)_2]^+$, $[Ag(CNS)_2]^-$. Зная, что они соответственно равны $1{,}0\cdot10^{-21}$, $6{,}8\cdot10^{-8}$, $2{,}0\cdot10^{-11}$, укажите, в каком растворе, содержащем эти ионы (при равной молярной концентрации), больше ионов Ag^+.

15. Составьте формулы следующих комплексных соединений платины (II) (с указанием химических связей), координационное число которой равно четырем: $PtCl_2\cdot3NH_3$, $PtCl_2\cdot6NH_3\cdot KCl$, $PtCl_2\cdot2NH_3$. Напишите уравнения диссоциации этих соединений в водных растворах.

План лабораторных занятий
(II семестр)

№	Тема занятия	Теоретический материал	Лабораторные опыты	Домашнее задание
1.	**ЛР.** Водород. Получение и свойства. **ЛР.** Кислород. Получение и свойства. Пероксид водорода и его свойства.	**1.** с. 262-270; **4.** с. 292-303. **1.** с. 338-350; **3.** с. 452-457, 470-476. **4.** с. 432-435. **5.** с. 306-320.	**Л.Р. № 18.** с. 135. оп. 1, 4. **Л.Р. № 20.** с. 147. оп. 1б, 2. **Л.Р. № 21.** с. 150. оп. 1, 3, 4, 5, 9.	Контр. вопросы; **6.** с. 137 № 1, 4, 5. Контр. вопросы; **6.** с. 152№ 1, 5, 6.
2.	**ЛР.** Галогеныи их соединения.		**Л.Р. № 19.** с. 139. оп. 1, 3, 4, 6, 8, 11, 12, 14 (б, в).	Контр. вопросы; **6.** с. 145 № 4, 5, 6.
3.	**ЛР.** Сера и ее соединения.	**1.** с. 351-373; **3.** с. 457-470; **4.** с. 435-448. **5.** с. 321-334.	**Л.Р. № 22.** с. 155. оп. 1 (б, в), 4 (б), 5, 6, 7, 8, 9 б, 10, 11 (а, б, в, г, д), 12, 13, 17.	Контр. вопросы; **6.** с. 165 № 2, 3.
4.	**ЛР.** Азот и его соединения. **ЛР.** Фосфор и его соединения.	**1.** с. 373-408; **3.** с. 427-445; **4.** с. 396-417. **5.** с. 335-350.	**Л.Р. № 23.** с. 167. оп. 1, 2 (б, в), 3 (а, в, е), 4, 5 (а, б, в), 6 (а, б, в, г, д), 7 б. **Л.Р.** Дополн. лист.	Контр. вопросы; **6.** с. 179 № 3, 5; с. 187 № 5.
5.	**ЛР.** Углерод и его соединения.	**1.** с. 421-465; **3.** с. 404-426;	**Л.Р. № 26.** с. 190. оп. 4, 6 (а,	Контр. вопросы; **5.** с. 195 № 1, 3, 4, 6.

	ЛР. Кремний и его соединения. **ЛР.** Бор и его соединения.	**4.** с. 355-390. **5.** с. 363-390.	б, г), 7 (а, б, в, г, д), 6 (а, б, в, г, д). **Л.Р. № 27.** с. 196. оп. 3, 4, 5, 6. **Л.Р. № 27.** с. 200. оп. 1, 2 (а, б), 4.	**5.** с. 199 № 1, 3, 6. **5.** с. 202 № 1, 3.
6.	Общая характеристика металлов. **ЛР.** Щелочные, щелочноземельные металлы и их соединения.	**1.** с. 510-537; **3.** с. 379-393; **4.** с. 303-324.	**Л.Р. № 29.** с. 204. оп. 1. **Л.Р. № 30.** с. 207. оп. 2, 3.	Контр. вопросы; **6.** с. 206 № 4; с. 209 № 2.
7.	**ЛР.** Алюминий и его соединения. Олово, свинец и их соединения. Сурьма, висмут и их соединения.	**1.** с. 470-502; **3.** с. 394-403; **4.** с. 325-346.	**Л.Р. № 31.** с. 211. оп. 2, 3, 4, 5, 6 (а, б), 7. **Л.Р. № 32.** с. 218. оп. 2, 3, 4, 5, 6, 7, 8, 12, 13, 14.	Контр. вопросы; **5.** с. 216 № 2, 3, 4, 6. **5.** с. 225 № 3, 4, 5.
8.	**ЛР.** Металлы IVB – группы. Титан. Цирконий. Гафний. Свойства соединений. Металлы VB – группы. Ванадий, ниобий, тантал. Свойства соединений.	**1.**с.504-506; **2.**с.405-410; **4.**с.410-417. **1.**с.567-573; **2.**с.417-425; **3.**с.354-362.	**Л.Р. № 33.** с. 227. оп.1,2,3. **Л.Р. №34.** с. 230 оп.1,3,4,5,6,7.	Контр. вопросы; **5.** с. 228 № 1-5. **5.** с. 228 № 1-5. **5.** с. 232 № 1-3.
9.	Металлы побочных подгрупп. **ЛР.** Металлы VIB – группы. Хром и его соединения.	**1.** с. 597-617; **3.** с. 511-515; **4.** с. 448-456.	**Л.Р. № 35.** с. 234. оп. 1, 2, 3, 4, 5 (б, в, г), 6, 10, 11, 12.	Контр. вопросы; **5.** с. 240 № 1, 3, 6.
10.	**ЛР.** Металлы VIIB– группы. Марганец и его соединения.	**1.** с. 618-621; **3.** с. 518-521; **4.** с. 473-481.	**Л.Р. № 36.** с. 243. оп. 2, 3, 4, 5 а, 6, 8.	Контр. вопросы; **5.** с. 246 № 1, 2, 4, 5, 6.
11.	**ЛР.** Металлы VIIIB–группы. Элементы семейства железа.	**1.** с. 630-663; **3.** с. 522-530; **4.** с. 488-495.	**Л.Р. № 37.** с. 248. оп.1, 2, 3, 4, 5а, 6в, 7, 8. Коррозия метал-	Контр. вопросы; **5.** с. 251 № 1-3.

			лов (дополн. лист).	
12.	**ЛР.** Металлы IB–группы. Медь, серебро и их соединения.	**1.** с. 676-697; **2.** с. 533-545; **4.** с. 322-325.	**Л.Р. № 38.** с. 252. оп. 1, 4, 5, 6, 7, 8.	Контр. вопросы; **5.** с. 256 № 1, 2, 4, 6, 7.
13.	**ЛР.** Металлы IIB–группы. Цинк, кадмий, ртуть и их соединения.	**1.** с. 676-697; **3.** с. 533-545; **4.** с. 322-325.	**Л.Р. № 39.** с. 258. оп. 3, 4, 5, 7, 9, 10.	Контр. вопросы; **5.** с. 264 № 1-6.
14.	**ЛР.** Металлы IIIB–группы. Лантаноиды и актиноиды.	**1.** с. 603-620;		Контр. вопросы;

ЛИТЕРАТУРА

1. 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.)

2. 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.)

3. 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.)

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

5. 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.)

Лабораторная работа №1-3 (6 часов)
Водород. Получение и свойства
Вопросы к занятию:

1. Каковы электронные формулы атомов протия, дейтерия и трития? Какие изотопы водорода стабильны?
2. Почему водород в периодической системе относится к IA- и VIIA- группам? В чем сходство и различие атома водорода с атомами щелочных металлов и галогенов? Укажите валентные состояния и степени окисления атома водорода.
3. Опишите строение молекулы водорода и молекулярных ионов водорода: H_2^+, H_2^-, H_2^{2-} с позиции метода молекулярных орбиталей?
4. Физические свойства водорода.
5. Смесь водорода с кислородом (2 объема водорода и 1 объем кислорода) – гремучий газ – взрывоопасна. **Рассчитайте*** плотность гремучего газа по отношению: а) к водороду; б) к воздуху; в) к водяному пару.
6. Химические свойства водорода. Взаимодействие с простыми и сложными веществами. Восстановительные и окислительные свойства водорода.
7. Гидриды металлов и неметаллов. Влияние характера связи в указанных соединениях на кислотно-основные свойства гидридов. Приведите уравнения реакций, характеризующих кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства гидридов. Гидрогенаты.
8. Металлоподобные соединения водорода.

9. Лабораторные и промышленные способы получения водорода.

10. Можно ли получить водород электролизом водных растворов H_2SO_4, Na_2SO_4, KCl, $CuCl_2$, KOH? **Напишите** уравнения реакций электролиза данных растворов.

11. **Закончите** уравнения реакций и расставьте коэффициенты:

$Na + H_2 =$ $BaH_2 + H_2O =$

$CaH_2 + O_2 =$ $BaH_2 + HCl =$

$Na[AlH_4] + H_2O =$ $LiH + Cl_2 =$

12. Как отличить водород от кислорода, диоксида углерода, азота?

13. Нахождение в природе и биологическая роль водорода.

14. Применение водорода. Водород – топливо будущего.

*****Задания, выделенные жирным шрифтом, выполняются письменно.

Лабораторные опыты:

Практикум по общей и неорганической химии: Пособие для студентов вузов / В.И. Фролов, Т.М. Курохтина, З.Н. Дымов и др.; под ред. Н.Н. Павлова, В.И. Фролова..- М.: Дрофа, 2002.- 304с.

Л.Р. № 18. с. 135, оп. 1, 4.

Задачи по теме: Водород. Получение и свойства

1. Плотность некоторой смеси водорода с кислородом по отношению к водороду равна 10. Вычислите процентный состав этой смеси. Ответ: 40% H_2, 60% O_2.

2. Имеется смесь хлороводорода и хлорида дейтерия. Массовая доля хлора в смеси составляет 96,73%. Определите массовую долю хлорида дейтерия (в %) в смеси.

Ответ: ω% (DCl) = 20,44%.

Кислород. Получение и свойства.

Пероксид водорода и его свойства

Вопросы к занятию:

1. Электронные формулы изотопов кислорода. Укажите валентные состояния и степени окисления атома кислорода.

2. Опишите строение молекулы кислорода и молекулярных ионов кислорода: O_2^+, O_2^-, O_2^{2-} с позиции метода молекулярных орбиталей?

3. Физические и химические свойства кислорода.

4. Получение кислорода в лаборатории и промышленности.

5. Оксиды металлов и неметаллов. Влияние характера связи в указанных соединениях на кислотно-основные свойства оксидов. **Приведите** уравнения реакций, характеризующих кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства оксидов.

6. Получение оксидов.

7. Пероксид водорода. Строение молекулы. Кислотные свойства пероксида водорода. Окислительно-восстановительные свойства пероксида водорода в кислой и щелочной средах.

8. Получение пероксида водорода. Комплексные соединения пероксида водорода, пероксосольваты.

9. Получение, строение, свойства, применение неорганических и органических пероксидов.

10. Получение и свойства супероксидов.

11. Озон. Строение молекулы. Физические свойства. Сравнение окислительной активности кислорода и озона. Взаимодействие озона с органическими соединениями. Применение.

12. Неорганические озониды. Получение, физические и химические свойства.

13. Вода. Аномалии воды. Химические свойства воды: каталитические, кислотно-основные, окислительно-восстановительные; вода как лигандообразователь.

14. Тяжелая вода.

Лабораторные опыты:

Практикум по общей и неорганической химии: Пособие для студентов вузов / В.И. Фролов, Т.М. Курохтина, З.Н. Дымов и др.; под ред. Н.Н. Павлова, В.И. Фролова.- М.: Дрофа, 2002.- 304с.

Л.Р. № 20. с. 147, оп. 1б, 2.

Л.Р. № 21. с. 150, оп. 1, 3, 4, 5, 9.

Задачи по теме: Кислород. Получение и свойства.
Пероксид водорода и его свойства

1. В закрытом сосуде вместимостью 5,6 л находится при 0 ˚Ссмесь, состоящая из 2,2 г CO_2, 4 г O_2, 1,2 г CH_4. Вычислите: 1) общее давление газов смеси; 2) выразите концентрацию кислорода в различных единицах; 3) парциальное давление кислорода.

Ответ: 1) общее давление газовой смеси составляет 101,3 кПа.

2) а – концентрация O_2 в молях на литр составляет 0,0223 (моль/л) или 2,3 (ммоль/л); б – концентрация кислорода в процентах по объему составляет: φ% = 50(%); в – концентрация кислорода в процентах по массе: 54,05(%).

3) Парциальное давление кислорода составляет: р = 50,65 кПа.

2. Вычислите массу воздуха в комнате размерами 6×8×4 при 20 °Си давлении 101,3 кПа. Ответ: 232 кг.

3. Сколько молекул кислорода и сколько молекул аргона содержит 1 мл воздуха (н.у.)? Воздух содержит 0,93% аргона по объему. Ответ: $5,64 \cdot 10^{18}$ и $2,5 \cdot 10^{17}$.

4. Содержание радона в воздухе оценивается величиной $6 \cdot 10^{-18}$% по объему. В каком приблизительно объеме воздуха (0 °С, 101,3 кПа) содержится один атом радона? Ответ: 0,6 мл.

5. Какой объем кислорода необходим для полного сгорания 1м^3 следующих газов: а) CO; б) CH_4; в) C_2H_4; г) C_2H_2? Вычислите в каждом случае объем полученного CO_2. Ответ: а) 0,5 м^3 и 1 м^3; б) 2 м^3 и 1 м^3; в) 3 м^3 и 2 м^3; г) 2,5 м^3 и 2 м^3.

6. Вычислите процентное содержание водорода (по объему) в смеси его с кислородом, если известно, что 40 мл смеси после сжигания H_2 заняли объем, равный 31 мл. Ответ: 15%.

Лабораторная работа №4-6 (6 часов)
Галогены и их соединения
Вопросы к занятию:

1. Опираясь на электронное строение атомов галогенов, укажите валентные возможности и степени окисления галогенов в соединениях. Приведите примеры соединений, в которых галогены находятся в положительных степенях окисления.

2. Каков характер изменения энергии ионизации и сродства к электрону атомов галогенов? Почему с увеличением атомного номера указанные характеристики изменяются немонотонно?

3. Опишите строение молекул галогенов с позиции метода МО. Объясните, почему энергия диссоциации молекул галогенов относительно невелика.

4. Энергия связи в ряду F_2 – Cl_2 – Br_2 – I_2 максимальна для молекулы хлора. Объясните этот факт.

5. Каково агрегатное состояние галогенов при нормальных условиях? Каков характер изменения температур плавления и кипения галогенов? Почему с увеличением атомного номера указанные характеристики изменяются немонотонно?

Почему растворимость галогенов в органических растворителях лучше, чем в воде?

Почему иод хорошо растворим в иодиде калия?

6. Охарактеризуйте химические свойства фтора. Каковы особенности протекания химических реакций с участием фтора?

7. Опишите химические свойства хлора, брома и иода. **Напишите** уравнения реакций галогенов с простыми веществами, а также с водой и щелочами (холодными и горячими). Интергалогениды.

8. Хлор взаимодействует с водородом с образование хлороводорода по радикальному механизму. Составьте схему цепной реакции.

9. В виде каких соединений галогены находятся в природе?

10. На чем основан общий принцип получения галогенов в технике и лаборатории. Какова направленность реакций между галогенами и веществами, содержащими галогенид-ионы. Какова особенность получения фтора?

11. Комплексные соединения галогенов.

12. **Закончите** уравнения реакций и расставьте коэффициенты:

$F_2 + NaOH =$ $Cl_2 + Br_2 =$

$Ca(OH)_2 + Cl_2 =$ $Cl_2 + Br_2 + H_2O =$

$I_2 + HNO_3$ (конц.) = $NaBr + Cl_2 =$

$F_2 + O_2 = F_2 + H_2O =$

13. Применение галогенов.

14. **Напишите** уравнения реакций получения фтороводорода и травления стекла.

15. Получение галогеноводородов и галогеноводородных кислот. Все ли галогеноводороды можно получить взаимодействием соответствующих галогенидов натрия (калия) с концентрированной серной кислотой? Сравнительная характеристика силы галогеноводородных кислот.

16. Окислительные свойства галогеноводородных кислот. Сравнение восстановительных свойств их анионов.

17. Кислородные соединения галогенов. Оксиды хлора, брома, иода. Строение, получение, физические и химические свойства.

18. Кислородсодержащие кислоты хлора. Стереохимия анионов кислородсодержащих кислот. Сравнение силы и устойчивости оксокислот хлора.

19. Как изменяется окислительная активность в ряду

$ClO^- - ClO_2^- - ClO_3^- - ClO_4^-$? **Ответ мотивируйте,** опираясь на стандартные окислительные потенциалы систем:

$$ClO_n^- - + nH_2O + 2n\bar{e} = Cl^- + 2nOH^- \quad (n = 1, 2, 3, 4)$$

(см. приложение практикума по общей и неорганической химии / под ред. Н.Н. Павлова, В.И. Фролова.- М.: Дрофа, 2002; таблица № 6, стр. 285).

20. Получение, строение и окислительные свойства белильной извести и бертолетовой соли. Применение белильной извести и бертолетовой соли.

21. Получение оксокислот брома, иода и их солей. Сравнение силы и окислительных свойств кислот, содержащих галогены в одинаковой степени окисления. **Ответ мотивируйте,** опираясь на константы диссоциации кислот и стандартные окислительные потенциалы систем:

$$HalO_n^- - + nH_2O + 2n\bar{e} = Hal^- + 2nOH^-$$

$$(Hal = Cl, Br, I;\ n = 1, 2, 3, 4)$$

(см. приложение практикума по общей и неорганической химии / под ред. Н.Н. Павлова, В.И. Фролова.- М.: Дрофа, 2002; таблица № 6, стр. 285).

Лабораторные опыты:

Практикум по общей и неорганической химии: Пособие для студентов вузов / В.И. Фролов, Т.М. Курохтина, З.Н. Дымов и др.; под ред. Н.Н. Павлова, В.И. Фролова.- М.: Дрофа, 2002.- 304с.

Л.Р. № 19. с. 139, оп. 1, 3, 4, 6, 8, 11, 12, 14 (б, в).

Задачи по теме: Галогены и их соединения

1. Сколько миллилитров 6%-ного раствора $KBrO_3$ (ρ = 1.04) потребуется для окисления в сернокислом растворе 50 мл 0.75 М раствора $FeSO_4$?

2. Зола водорослей содержит в среднем 0.3% иода. Сколько тонн золы следует переработать для получения 12 кг иода?

3. Сколько граммов иода и сколько миллилитров 36%-ного раствора HNO_3 (ρ =

1.22) следует взять для получения 1 л 21%-ного раствора HIO_3 (ρ = 1.21)? Какой объем NO (н.у.) образуется при этом?

4. При разложении 49 г неизвестного вещества выделилось 13,44 л кислорода и осталось твердое вещество, содержащее 52,35% калия и 47,65% хлора. Определите формулу неизвестного вещества. Ответ: $KClO_3$.

Лабораторная работа №7-9 (6 часов)
Сера и ее соединения
Вопросы к занятию:

1. Опираясь на электронное строение атомов халькогенов, укажите валентные возможности и степени окисления халькогенов в соединениях.
2. Каковы аллотропные модификации серы? Из каких структурных единиц построены кристаллы серы? Какая модификация серы устойчива при обычных условиях? Каковы аллотропные модификации селена?
3. Химические свойства серы, селена, теллура, полония. Приведите уравнения реакций с простыми и сложными веществами (кислотами и щелочами). Какая среда способствует реакции диспропорционирования?
4. Водородные соединения халькогенов. Получение халькогеноводородов. Каков характер изменения кислотных и восстановительных свойств халькогеноводородов в группе? Ответ мотивируйте.
5. Окислительно-восстановительные свойства сероводорода. Взаимодействие сероводорода с неорганическими и органическими веществами. Получение сульфидов.
6. Влияние природы химической связи на кислотно-основные свойства сульфидов. Приведите уравнения реакций, доказывающие кислотно-основные свойства сульфидов. Какие соединения называются тиосолями? Восстановительные свойства сульфидов.
7. При сливании растворов сульфида натрия и хлорида алюминия выпадает осадок и выделяется газ, имеющий резкий запах. Объясните происходящие явления. **Приведите** уравнения реакций с учетом гидролиза солей.
8. **Закончите** уравнения реакций и расставьте коэффициенты:

$Na_2S + H_2O =$ $(NH_4)_2S + H_2O =$

$S + HNO_3$ (конц.) = $S + Ba(OH)_2 =$

$H_2S + HNO_3 =$ $H_2S + KMnO_4 + H_2SO_4 =$

$H_2S + Cl_2 + H_2O =$ $Na_2S + S =$

$SCl_4 + H_2O =$ $H_2Se + H_2SO_{4(конц.)} =$

9. Получение диоксида серы в лаборатории и в промышленности. Получение оксидов селена (IV), теллура (IV).
10. Опишите строение молекул оксидов халькогенов (IV). Приведите уравнения реакций, подтверждающие их кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства.
11. Получение сернистой кислоты. Кислотные, окислительно-восстановительные свойства сернистой кислоты.
12. **Закончите** уравнения реакций и расставьте коэффициенты:

$Na_2SO_3 + Br_2 + H_2O =$ $K_2SO_3 + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 =$

$Na_2SO_3 + KMnO_4 + H_2SO_4 =$ $Na_2SO_3 + H_2S + H_2SO_4 =$

$Na_2SO_3 \xrightarrow{t} =$ $H_2SO_3 + Cl_2 + H_2O =$

$H_2SO_3 + HI =$

13. Утилизация оксида серы (IV).
14. Политионовые кислоты. Получение, строение. Жидкость Вакенродера.
15. Дитионистая кислота. Получение, строение, свойства.
16. Оксид серы S_2O. Получение, строение. Тиосернистая кислота.

17. Тиосерная кислота и ее соли. Строение, получение. Окисление тиосульфат-иона галогенами, соединениями серы (II, IV). Разложение тиосульфат-иона. Реакции комплексообразования с участием тиосульфат-иона.

18. Опишите строение молекул оксидов халькогенов (VI). Охарактеризуйте льдовидную и асбестовидную модификации оксидов. Приведите уравнения реакций, подтверждающие кислотные и окислительные свойства триоксидов. Сульфоновые кислоты.

19. Получение серной кислоты контактным и нитрозным методами. Применение серной кислоты.

20. Свойства серной кислоты. Чем определяется характер продукта в реакциях с участием серной кислоты? Взаимодействие серной кислоты с металлами различной активности, неметаллами, сложными веществами (органическими и неорганическими).

21. Что такое олеум? Строение и получение пиросерной кислоты. В каком порядке следует смешивать воду с концентрированной серной кислотой и почему? Водоотнимающее действие концентрированной серной кислоты.

22. Оксиды серы SO_4, S_2O_7. Получение, строение. Пероксокислоты. Получение, строение, применение. Как сказывается на устойчивости замена атома кислорода в сульфат-ионе на пероксогруппу? Окислительная активность пероксосульфат-иона.

23. Селеновая и теллуровая кислоты. Сравнение силы и окислительных свойств оксокислот халькогенов в высшей степени окисления.

24. Галогениды халькогенов (IV, VI). Получение, устойчивость, кислотно-основные свойства.

25. Биологическая роль серы.

Лабораторные опыты:

Практикум по общей и неорганической химии: Пособие для студентов вузов / В.И. Фролов, Т.М. Курохтина, З.Н. Дымов и др.; под ред. Н.Н. Павлова, В.И. Фролова..- М.: Дрофа, 2002.- 304с.

Л.Р. № 22. с. 155, оп. 1 (б, в), 4 (б), 5 д, 6, 7, 8, 9 б, 10, 11 (а, б, в, г, д), 12, 13, 17.

Задачи по теме: Сера и ее соединения

1. Газ, полученный при сжигании сероводорода в избытке кислорода, прореагировал с образованием средней соли с гидроксидом калия, содержащимся в 100 мл 40%-ного раствора КОН (ρ =1.4). Определите объем сероводорода (н.у.).

2. Сколько миллилитров концентрированной серной кислоты (ρ =1.84), содержащей 98% H_2SO_4, теоретически необходимо для перевода в раствор 10 г меди? Какой объем газа при этом выделится?

3. При прокаливании 10,4 г сульфита неизвестного металла получен его оксид такой же массы, как при разложении 5,8 г его гидроксида. Определите, сульфит какого металла был подвергнут разложению. Ответ: $MgSO_3$.

4. При разработке гидратной теории Д. И. Менделеев установил существование при низких температурах трех твердых гидратов серной кислоты $H_2SO_4 \cdot nH_2O$, массовая доля воды в которых равна 15,52; 26,87 и 42,36% соответственно. Найдите формулы этих гидратов.

Ответ: $H_2SO_4 \cdot H_2O$, $H_2SO_4 \cdot 2H_2O$, $H_2SO_4 \cdot 4H_2O$.

5. При сжигании 251,2 г смеси пирита и сульфида цинка образовалось 71,68 л (н.у.) диоксида серы. Определите состав смеси.

Ответ: m (FeS_2) = 96 г; m (ZnS) = 152,2 г.

6. При обработке 33,3 г смеси карбоната и гидрокарбоната кальция серной кислотой образовалось 32,64 г осадка. Определите состав взятой смеси.

Ответ: m ($CaCO_3$) = 9 г; m $Ca(HCO_3)_2$ = 24,3 г.

Лабораторная работа №10-12 (6 часов)
Азот и его соединения
Вопросы к занятию:

1. Опираясь на электронное строение атома азота, укажите валентные возможности и степени окисления азота в соединениях.

2. Опишите строение молекулы азота с позиции метода валентных связей и метода молекулярных орбиталей. Чем объясняется высокая энергия активации реакций с участием азота.

3. Физические свойства и получение азота в лаборатории и промышленности.

4. Химические свойства азота. Приведите формулы бинарных соединений азота с кислородом, фтором, хлором, серой, металлами. Какие из них можно получить прямым синтезом?

5. Соединения азота в отрицательных степенях окисления: гидразин, гидроксиламин. Охарактеризуйте их строение, основные и окислительно-восстановительные свойства (какая среда способствует их проявлению).

6. **Закончите** уравнения реакций, расставьте коэффициенты и назовите продукты:

$NH_3 + NaOCl =$

$N_2H_4 + HNO_2 =$

$\bar{e}$

$HNO_3 + 6\ H =$

7. Азотистоводородная кислота. Получение, строение, свойства. Азиды.

8. Лабораторные способы получения аммиака. Обоснуйте выбор условий, при которых осуществляется синтез аммиака в промышленности. Строение, физические и химические свойства аммиака (основные свойства; реакции замещения, окисления, комплексообразования).

9. Соли аммония. Получение, строение. Гидролиз, термическое разложение.

10. Получение, строение оксида азота N_2O. Восстановление N_2O до N_2, N_3^-, NH_3. Азотноватистая кислота. Получение, строение, свойства.

11. Получение, строение оксида азота NO и иона нитрозония NO^+ с позиций метода МО. Восстановление NO до N_2, NH_2OH, NH_3. Окисление оксида азота (II). Оксид NO как лиганд (реакция «бурого кольца»).

12. **Закончите** уравнения реакций и расставьте коэффициенты:

t

$N_2O =$ $N_2O + S =$

$N_2O + (C_6H_{10}O_5)n =$ $NO + Cl_2 =$

$NO + H_2 =$ $NO + Al =$

$NO + CrCl_2 + H_2O =$ $NO + CrSO_4 + H_2SO_4 =$

13. Получение оксида азота N_2O_3 и азотистой кислоты HNO_2. Таутомерия. Кислотные свойства этих соединений. Приведите примеры реакций, иллюстрирующие окислительные, восстановительные свойства, а также примеры диспропорционирования иона NO_2^-. Получение нитритов.

14. Оксид азота NO_2. Получение. Строение. Кислотные свойства. Окислительная активность NO_2 в реакциях с водородом, серой, фосфором, углеродом, органическими веществами, металлами, хлороводородом.

15. **Закончите** уравнения реакций и расставьте коэффициенты:

$NO_2 + C =$ $NO_2 + Mg =$

$NO_2 + KOH =$ $NO_2 + H_2O =$

t

$NO_2 + H_2O =$

16. **Закончите** уравнения реакций и расставьте коэффициенты:

$NaNO_2 + HI + H_2SO_4 =$

$NaNO_2 + H_2S + H_2SO_4 =$

$NaNO_2 + H_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 =$

$NaNO_2 + H_2O_2 + H_2SO_4 =$

$\overset{t}{}$

$HNO_2 =$

17. Оксид азота N_2O_5. Получение. Строение кристалла и молекулы N_2O_5. Кислотные и окислительные свойства N_2O_5.

18. Строение и получение азотной кислоты. Свойства азотной кислоты. Чем обусловлен характер продуктов восстановления азотной кислоты. Почему концентрированные растворы азотной кислоты окрашены в бурый цвет?

19. **Закончите** уравнения реакций и расставьте коэффициенты:

$HNO_3 + HBr =$ $HNO_{3(конц.)} + C =$

$HNO_{3(конц.)} + P =$ $HNO_3 + Ag =$

$HNO_{3(конц.)} + As =$ $HNO_{3(оч.разб)} + Mg =$

$HNO_{3(конц.)} + Sb =$ $HNO_{3(конц.)} + Sn =$

$HNO_{3(конц.)} + Bi =$ $HNO_{3(конц.)} + I_2 =$

$\overset{t}{}$

$HNO_{3(конц.)} + Fe =$

20. Что такое «царская водка»? Почему она является сильным окислителем? Напишите уравнения реакций золота, платины с «царской водкой». Назовите продукты реакции.

21. Получение нитратов. Разложение и окислительная активность нитратов. Какие соединения называются селитрами?

22. **Закончите** уравнения реакций, протекающих при нагревании, и расставьте коэффициенты:

$KNO_3 + S =$ $KNO_3 =$

$LiNO_3 =$ $Mg(NO_3)_2 =$

$Zn(NO_3)_2 =$ $AgNO_3 =$

$KNO_3 + Bi_2O_3 + KOH =$ $NaNO_3 + MnO_2 + NaOH =$

23. Какова биологическая роль азота?

Лабораторные опыты:

Практикум по общей и неорганической химии: Пособие для студентов вузов / В.И. Фролов, Т.М. Курохтина, З.Н. Дымов и др.; под ред. Н.Н. Павлова, В.И. Фролова..- М.: Дрофа, 2002.- 304с.

Л.Р. № 26. с. 190, оп. 4, 6 (а, б, г), 7 (а, б, в, г, д), 6 (а, б, в, г, д), 7 б.

Л.Р. № 27. с. 196, оп. 3, 4, 5, 6.

Задачи по теме: Азот и его соединения

1. Сколько граммов меди можно перевести в раствор при действии 60 мл 33%-ного раствора азотной кислоты (ρ = 1.2)? Какой объем NO (н.у.) выделится при этом?

2. При полном термическом разложении соли А получили 21,6 г металла и 6,72 л смеси двух газов, один из которых имеет бурый цвет. При растворении 21,6 г получившегося металла в азотной кислоте образовался нитрат одновалентного металла и 4,48 л газа бурого цвета. Определите формулу и количество исходной соли. Ответ: $AgNO_3$; 0,2 моль.

3. Из раствора комплексной соли $PtCl_4 \cdot 6NH_3$ нитрат серебра осаждает весь хлор в виде AgCl, а из раствора соли $PtCl_4 \cdot 3NH_3$ – только четверть входящего в ее состав хлора. Напишите координационные формулы солей.

Ответ: $[Pt(NH_3)_6]Cl_4$, $[Pt(NH_3)_3Cl_3]Cl$.

4. Сколько граммов меди можно перевести в раствор при действии 60 мл 33 %-ного раствора азотной кислоты (ρ =1.2)? Какой объем NO (н.у.) выделится при этом?

Фосфор и его соединения

Теоретические вопросы:

1. Опираясь на электронное строение атома фосфора, укажите валентные возможности, степени окисления и координационные числа фосфора в соединениях. Приведите примеры.

2. Физические свойства и получение фосфора в промышленности.

3. Опишите строение полиморфных модификаций фосфора. Каковы условия превращения белого фосфора в красный и черный, красного фосфора в белый?

4. Химические свойства фосфора. Приведите уравнения реакций с простыми (кислородом, галогенами, серой, металлами) и сложными веществами (водой, кислотами и щелочами).

5. Фосфин. Получение, строение, основные и окислительно-восстановительные свойства.

6. И в молекуле аммиака, и в молекуле фосфина на центральном атоме имеется неподеленная электронная пара. Однако донорные свойства этих молекул существенно различны. Почему?

7. Оксиды фосфора. Получение, строение, свойства оксида фосфора (III). Почему правильнее писать P_4O_6, а не P_2O_3?

8. Фосфористая кислота. Получение, строение, основность. Кислотные и окислительно-восстановительные свойства. Фосфиты.

9. Получение, строение, свойства оксида фосфора (IV) и фосфорноватой кислоты. Кислотные и окислительно-восстановительные свойства фосфорноватой кислоты. Гипофосфаты.

10. Получение, строение, свойства оксида фосфора (V). Почему правильнее писать P_4O_{10}, а не P_2O_5?

11. Ортофосфорная кислота. Получение, строение, свойства. Гидролиз фосфатов.

12. Анионная конденсация ортофосфорной кислоты. Поли-, мета, ультрафосфорные кислоты.

13. Приведите константы диссоциации фосфорноватистой, фосфористой, ортофосфорной кислот. Как согласуются эти данные со строением указанных кислот? Какая из кислот – H_3PO_3 или H_3PO_2 проявляет большую восстановительную активность? **Ответ мотивируйте,** опираясь на значения φ°_{298} соответствующих полуреакций (см. приложение практикума по общей и неорганической химии / под ред. Н.Н. Павлова, В.И. Фролова.- М.: Дрофа, 2002; таблица № 6, стр. 285).

14. При растворении в воде тригалогенидов фосфора всегда чувствуется запах фосфина. Почему? **Приведите** уравнения реакций.

15. Пентахлорид фосфора прекрасный хлорирующий агент, который не только отдает хлор, но и присоединяет кислород, переходя в $POCl_3$. **Напишите** уравнения реакций хлорирования пентахлоридом фосфора:

а) металлического железа, б) диоксида серы, в) оксида алюминия.

16. Применение фосфора и его соединений.

17. Биологическая роль фосфора.

Задачи по теме: Фосфор и его соединения

1. Оксид фосфора (V), образовавшийся при сжигании 6.2 г фосфора в избытке кислорода, растворили в 140 мл 14 %- ного водного раствора гидроксида калия(ρ =1.14). Определить массовую долю образовавшейся соли.

Лабораторные опыты:

ОПЫТ 1. Реакции на ионы фосфорных кислот

А. К раствору гидрофосфата натрия прилить раствор $AgNO_3$.Что представляет собой выпавший осадок? Каков его цвет? Испытать отношение осадка к раствору азотной кислоты. Написать соответствующие уравнения реакций.

Б. К небольшому объему раствора молибдата аммония, подкисленного раствором HNO_3, прибавить несколько капель раствора Na_3PO_4. Смесь нагреть. Что наблюдается? Каков вид и цвет осадка?

$$H_3PO_4 + 12(NH_4)_2MoO_4 + 21HNO_3 = (NH_4)_3H_4[P(Mo_2O_7)_6] + 21NH_4NO_3 + 10H_2O$$

ОПЫТ 2. Соли фосфорной кислоты

А. По величине константы диссоциации ортофосфорной кислоты предположить, подвергаются ли гидролизу фосфаты щелочных металлов. На какой ступени должен практически остановиться гидролиз фосфата натрия?

Проверить свои предположения, испытав растворы гидро-, дигидрофосфата и фосфата натрия индикаторной бумажкой. Написать уравнение реакции гидролиза фосфата натрия по первой ступени. Накопление каких ионов препятствует дальнейшему гидролизу этой соли? Определить pH растворов с помощью универсальной индикаторной бумаги.

Б . Используя имеющиеся в лаборатории реактивы, получить гидро-, дигидрофосфат и фосфат кальция. Написать уравнения реакций. Сделать вывод о растворимости в воде полученных солей. Что происходит? Дать объяснение. Написать уравнение реакции.

В. В одну пробирку налить немного раствора хлорида железа (III), в другую - сульфата алюминия. В каждую из пробирок добавить немного раствора ацетата натрия и гидрофосфата натрия. Отметить цвет выпавших осадков. Что они собой представляют? Какую роль играют ацетат-ионы? Написать уравнения реакций получения фосфатов железа и алюминия. Испытать отношение осадков к раствору HCl.

Лабораторная работа №13-15 (6 часов)
Углерод и его соединения
Вопросы к занятию:

1. Опираясь на электронное строение атома, укажите валентные возможности, степени окисления и координационные числа углерода в соединениях.
2. Нахождение углерода в природе. Изотопы углерода.
3. Охарактеризуйте аллотропные модификации углерода: алмаз, карбин, графит, фуллерит. Стеклоуглерод. Укажите причину различия их свойств. Какие типы гибридизации атомных орбиталей характерны для углерода?
4. Химические свойства углерода. **Приведите уравнения и условия** проведения реакций углерода с кислородом, галогенами, серой, азотом, кислотами.
5. Соединения углерода в отрицательной степени окисления. Ковалентные, ионно-ковалентные и металлические карбиды. Метаниды, ацетилиды: получение, свойства, применение.
6. Соединения углерода (IV). Приведите примеры соединений, в которых атом углерода находится в *sp*-, sp^2-, sp^3 – гибридизации. Физические, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства CO_2, CS_2, $COHal_2$,$CHal_4$. Получение CO_2, CS_2, $COHal_2$, $CHal_4$.
7. Строение, получение, свойства цианамида, циановой, изоциановой, гремучей, родановодородной кислот.
8. Соединения углерода (II). Строение молекулы оксида углерода (II) с позиций методов ВС и МО. Сравните порядок, длину и энергию связей, энергию ионизации, температуры плавления и кипения CO и N_2 и объясните особую близость их физических свойств.
9. Приведите реакции, характеризующие окислительно-восстановительные свойства CO. Получение CO.
10. Цианид водорода. Строение, получение, свойства.
11. Дициан. Строение, получение. Почему дициан называют псевдогалогеном? Приведите уравнения реакций.

12. Угольная кислота. Строение, свойства. Карбонаты и гидрокарбонаты: гидролиз, термическое разложение, получение. Какие соли угольной кислоты не получить по реакции обмена в водном растворе?

13. **Закончите** уравнения реакций разложения карбонатов металлов и расставьте коэффициенты:

$Na_2CO_3 \rightarrow MnCO_3 \rightarrow$

$BaCO_3 \rightarrow PbCO_3 \rightarrow$

$CaCO_3$ или $BaCO_3$ термически более устойчив? Почему?

14. Получение соды по аммиачному способу.

15. Тиоугольная кислота. Строение, получение.

16. **Закончите** уравнения реакций, расставьте коэффициенты, **назовите** реагенты и продукты:

$HCOOH \xrightarrow{t}$ $AlCl_3 + Na_2CO_3 + H_2O =$

$H_2C_2O_4 \xrightarrow{tt}$ $CO_2 + Zn =$

$CaCN_2 + H_2O =$

$HOOC\text{-}CH_2\text{-}COOH \xrightarrow{t}$ $Hg(ONC)_2 =$

$COCl_2 + H_2O =$ $CO + Cl_2 =$

$Na_2CS_3 + H_2SO_4 =$ $CO(NH_2)_2 + H_2O =$

$[Ag(NH_3)_2]NO_3 + CO =$

17. Комплексные соединения с углеродсодержащими лигандами.

Лабораторные опыты:

Практикум по общей и неорганической химии: Пособие для студентов вузов / В.И. Фролов, Т.М. Курохтина, З.Н. Дымов и др.; под ред. Н.Н. Павлова, В.И. Фролова.- М.: Дрофа, 2002.- 304с.

Л.Р. № 26. с. 190, оп. 4, 6 (а, б, г), 7 (а, б, в, г, д), 6 (а, б, в, г, д), 7 б.

Задачи по теме: Углерод и его соединения

1. При растворении 0.5 г известняка в соляной кислоте получено 75 мл CO_2 при температуре 23^0 С и давлении 104 кПа. Вычислите процентное содержание $CaCO_3$ в известняке.

2. При нагревании смеси кристаллической соды и гидрокарбоната натрия ее масса уменьшилась до 15.9 г, и при этом выделилось 1.12 л углекислого газа. Рассчитайте массу исходной смеси солей.

3. В 1300 г воды растворено 180 г кристаллической соды $Na_2CO_3 \cdot 10\ H_2O$. Плотность полученного раствора 1.16 г/см^3. Определите массовую долю (%) вещества в растворе в расчете на безводную соль; молярную и нормальную концентрации определить исходя из кристаллогидрата.

5. ВычислитерН 0.01 *М*раствора карбоната калия.

6. Вычислите массу измеренных при нормальных условиях 1 л водорода, 1 л оксида углерода (II), 1 л фосгена $COCl_2$. Ответ: 0,09 г; 1,25 г; 4,42 г.

7. При прокаливании 44 г смеси оксида и карбоната кальция масса уменьшилась на 20%. Вычислите массовые доли веществ в исходной смеси.

Ответ: ω% ($CaCO_3$) = 89,29%; ω% (CaO) = 10,71%.

Кремний и его соединения

Вопросы к занятию:

1. Каков характер изменения размера атома, энергии ионизации, сродства к электрону в IVA группе?

2. Опираясь на электронное строение атома, укажите валентные возможности, степени окисления и координационные числа кремния в соединениях.

3. Нахождение кремния в природе. Изотопы кремния. Получение кремния. Каким способом получают кремний для полупроводниковой техники?

4. Химические свойства кремния. **Приведитеуравнения и условия** проведения реакций кремния с металлами, кислородом, галогенами, серой, азотом, углеродом, водой, кислотами и щелочами. Чем объясняется, что кремний в «царской водке» не растворяется, но растворяется в смеси $HF + HNO_3$?

5. Соединения кремния в отрицательной степени окисления. Получение, свойства, применение.

6. Соединения кремния (IV): SiO_2, $SiHal_4$, SiS_2, SiC. Какие из них являются мономерами, какие – полимерами? Какую структуру: островную, цепную или координационную имеют эти соединения? Их физические свойства. Приведите температуры плавления SiO_2 и CO_2 и объясните их резкое различие.

7. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства SiO_2, $SiHal_4$, SiS_2, SiC. Получение SiO_2, $SiHal_4$, SiS_2, SiC.

8. Приведите формулы и названия кремневодородов. В чем сходство и различие химических свойств водородных соединений углерода и кремния? Дайте объяснение. Приведите примеры соответствующих реакций. Получение силанов. Почему для кремния аналоги этилена, ацетилена, бензола неустойчивы?

9. **Закончите** уравнения и расставьте коэффициенты:

$CaO + SiO_2 =$ $SiH_4 + KOH =$

$CaS + SiS_2 =$ $SiCl_4 + H_2O =$

$NaF + SiF_4 =$ $SiS_2 + H_2O =$

10. В каком направлении и почему смещается равновесие:

а) при насыщении диоксидом углерода водного раствора силиката натрия:

б) при прокаливании смеси Na_2CO_3 и SiO_2?

Приведите уравнения реакций. Какая кислота: угольная или кремниевая является более сильным электролитом?

11. **Составьте** структурные формулы SiO_4^{4-}, $Si_2O_7^{6-}$, $(SiO_3^{2-})_3$, $(Si_2O_5^{2-})_{2\infty}$. В чем принципиальное различие структур силикат- и карбонат-ионов: SiO_3^{2-} и CO_3^{2-}, SiS_3^{2-} и CS_3^{2-}?

12. В чем различие кристаллического и стеклообразного (аморфного) состояний?

13. Чем объясняется склонность кремниевых кислот к образованию коллоидных растворов? Что образуется при обезвоживании кремниевых кислот? Какое значение имеет продукт обезвоживания в технике?

14. Какова реакция среды раствора Na_2SiO_3. Как изменится степень гидролиза Na_2SiO_3 при добавлении к раствору двойного объема раствора хлорида аммония? Какой газ выделяется? **Написать** уравнения реакций.

15. Применение кремния и его соединений. Кварцевое стекло. Керамика. Цемент.

16. **Составьте** уравнения реакций получения «оконного» стекла.

Лабораторные опыты:

Практикум по общей и неорганической химии: Пособие для студентов вузов / В.И. Фролов, Т.М. Курохтина, З.Н. Дымов и др.; под ред. Н.Н. Павлова, В.И. Фролова..- М.: Дрофа, 2002.- 304с.

Л.Р. № 27. с. 196, оп. 3, 4, 5, 6.

Задачи по теме: Кремний и его соединения

1. Сколько килограммов кремния и какой объем 32%-ного раствора NaOH (ρ= 1.35 г/см^3) потребуется для получения 15 м^3 водорода, измеренного при t = 17 °С и p = 98.64 кПа?

2. Определите количественный состав смеси кремния, алюминия и карбоната кальция, если известно, что при обработке этой смеси раствором щелочи выделяется 8.96 л газа, а при обработке такой же навески исходной смеси раствором HCl также выделяется 8.96 л газа, пропускание которого через раствор $Ca(OH)_2$, приводит к образованию 8.1 г$Ca(HCO_3)_2$.

3. При растворении в водном растворе щелочи 8 г сплава кремния с цинком выделилось 6,272 л водорода (н.у.). Определить процентный состав сплава.

Ответ: ω% (Zn) = 65%; ω% (Si) = 35%.

4. Сколько килограммов ортоборной кислоты H_3BO_3 и какой объем 23 %- ного раствора Na_2CO_3 (ρ =1.25) необходимо затратить для получения 1 т буры $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$?

Лабораторная работа №16-18 (6 часов)

Общая характеристика металлов.

Щелочные, щелочноземельные металлы и их соединения

Теоретические вопросы:

1. Положение металлов в периодической системе. Электронные конфигурации атомов металлов. Общая характеристика атомов элементов.
2. Физические свойства простых веществ.
3. Металлическая связь:

- теория электронного газа;
- зонная теория кристаллов.

4. Кристаллические решетки металлов. Причины аллотропии.
5. Химические свойства металлов. Взаимодействие металлов с простыми и сложными веществами. Электрохимический ряд напряжений металлов.
6. Нахождение металлов в природе.
7. Общие способы получения металлов.

МЕТАЛЛЫ IA – ГРУППЫ

Теоретические вопросы:

1. Каковы электронные формулы атомов элементов IA - группы? Как изменяются радиусы и потенциалы ионизации атомов элементов? Объясните особую устойчивость степени окисления +1 у *s*-элементов I группы.

1. Как изменяются температуры плавления и кипения в ряду щелочных металлов и чем это объясняется?
2. Каковы координационные числа щелочных металлов? Приведите примеры.
3. Химическая активность лития по сравнению с калием и натрием наименьшая, хотя значение его нормального электродного потенциала является наиболее отрицательным (-3.01 В). Чем это объясняется?
4. Какие кислородные соединения образуются при сгорании и окислении щелочных металлов? В чем причина образования различных продуктов горения?
5. Как взаимодействуют щелочные металлы с водой и кислотами?
6. Какие соединения щелочных металлов малорастворимы? **Напишите** уравнения образования малорастворимых соединений щелочных металлов в следующих реакциях:

- гексагидроксостибат (V) калия с растворами натриевых солей образуется белый мелкокристаллический осадок;
- гексанитритокобальтат (III) натрия с растворами калиевых солей образует желтый осадок;
- гексахлороплатинат (IV) водорода и его натриевая соль образует с растворами солей, содержащими ионы K^+, Cs^+, Rb^+ желтые осадки соответствующих хлороплатинатов (IV);
- перхлорат натрия с растворами солей калия образует осадок.

7. Взаимодействие щелочных металлов с водородом. Каков характер химической связи в гидридах металлов IA - группы? Различие в химических свойствах водородных соединений металлов и неметаллов.
8. **Вычислите** и проанализируйте значения ΔG^o_{298} реакции оксидов щелочных металлов с водой. Как изменяются кислотно – основные свойства в ряду указанных оксидов?
9. **Закончите** уравнения реакций и расставьте коэффициенты:

$NaH + H_2O =$ $Na[AlH_4] + H_2O =$

$Na[BH_4] + NaOH =$ $K[BH_4] + HCl =$

$LiH + Cl_2 =$

t

$Na_2O + Cr_2O_3 =$ $KOH + Al_2O_3 =$

$Na_2O_2 + CO_2 =$ $Na_2O_2 + KI + H_2SO_4 =$

$Na_2O_2 + Fe(OH)_2 + H_2O =$ $Na_2O_2 + KMnO_4 + H_2SO_4 =$

$KO_2 + H_2O =$ $KO_2 + HNO_3 =$

10. **Напишите** уравнения возможных реакций, протекающих при насыщении водного раствора гидроксида калия аммиаком, бурым газом, хлором, водородом, углекислым газом, хлороводородом и азотом.

11. С каким элементом II группы литий проявляет черты диагонального сходства? Какова причина данной аналогии?

12. На примере Na_2S, Na_2SO_4, K_2CO_3, K_2SO_3, KNO_3, KI и NaCl**рассмотрите** растворимость, отношение к нагреванию, гидролиз и окислительно-восстановительные свойства солей щелочных металлов.

13. Нахождение щелочных металлов в природе. **Напишите** схему электрохимических процессов, протекающих при электролизе расплава и раствора хлорида натрия. Можно ли в водном растворе при помощи химических реакции полученить металлический натрий? Дайте объяснение, основываясь на его положении в электро-химическом ряду напряжения металлов.

14. Каковы промышленные способы получения щелочей?

15. Какие вещества называют в технике: кальцинированной содой, кристаллической содой, питьевой содой, каустической содой?

16. Какова окраска пламени солей щелочных металлов?

18. Биологическая роль ионов Li^+, Na^+ и K^+.

Лабораторные опыты:

Практикум по общей и неорганической химии: Пособие для студентов вузов / В.И. Фролов, Т.М. Курохтина, З.Н. Дымов и др.; под ред. Н.Н. Павлова, В.И. Фролова.- М.: Дрофа, 2002.- 304с.

Л.Р. № 29. с. 204, оп. 1.

Л.Р. № 30. с. 207, оп. 2, 3.

Задачи по теме: Металлы IA – группы

1. Каким объемом 40 % - ного раствора NaOH (ρ =1.437) можно заменить 10 л 2 Н. раствора NaOH?

2. Газ объемом 1,12 л (20 ^oC и 98 кПа), выделившийся при разложении гидрокарбоната натрия, пропустили через известковую воду. Определите массу образовавшегося осадка.

3. 146 г смеси карбоната и гидрокарбоната натрия нагрели до тех пор, пока не прекратилось уменьшение массы. Масса остатка после нагревания составила 137 г. Какова массовая доля карбоната натрия в исходной смеси?

Ответ: ω (Na_2CO_3) = 0,833.

4. При нагревании 54,2 г смеси нитратов натрия и калия выделилось 6,72 л газа. Рассчитайте массу каждого нитрата в исходной смеси.

Ответ: m ($NaNO_3$) = 34 (г); m (KNO_3) = 20,2 (г).

2. При обработке 8,3 г хлоридов калия и натрия серной кислотой образовалось 9,8 г их сульфатов. Определите состав исходной и полученной смесей.

Ответ: m (KCl) = 5,96 г; m (NaCl) = 2,34; m (K_2SO_4) = 6,96 г; m (Na_2SO_4) = 2,84 г.

МЕТАЛЛЫ IIA – ГРУППЫ

Теоретические вопросы:

1. Каковы электронные формулы атомов элементов IIA - группы? Выделите среди атомов *s*– элементов II группы полные и неполные электронные аналоги.

2. Как изменяются радиусы и потенциалы ионизации атомов элементов? Сравните энергию ионизации (E_1) атомов *s*– элементов II группы и соседних по периоду элементов. Объясните причину большего значения E_1 для элементов IIA – группы.

3. Какова природа химической связи в соединениях щелочноземельных металлов? Физические свойства щелочноземельных металлов.

4. Нахождение в природе и получение щелочноземельных металлов.

5. Каковы координационные числа элементов IIA - группы? Приведите примеры комплексных соединений. **Объясните** строение комплексного иона $[Mg(H_2O)_6]^{2+}$ с позиций метода валентных связей. Почему ионы щелочноземельных металлов проявляют меньшую склонность к комплексообразованию по сравнению с ионами элементов подгруппы цинка?

6. Соединения щелочноземельных металлов с водородом. Их строение, реакционная способность, применение.

7. Взаимодействие щелочноземельных металлов с кислородом, галогенами, серой, азотом, водой и кислотами.

8. Сравните стандартные электродные потенциалы металлов IIA – группы. Почему Be и Mg при стандартных условиях не растворяются в воде?

9. Пользуясь произведением растворимости гидроксидов элементов IIA – группы, **рассчитайте** точные значения pH насыщенных растворов данных гидроксидов.

10. Каков характер изменения кислотно - основных свойств в ряду гидроксидов элементов IIA – группы. Практическое использование гидроксида кальция.

11. Подтвердите уравнениями реакций амфотерный характер Be, BeO, $Be(OH)_2$.

12. Какие из перечисленных солей подвергаются гидролизу: CaS, $BaSO_4$, $MgCl_2$, $SrCO_3$, $BeCl_2$? Можно ли получить BeS по обменной реакции в растворе?

13. Какая соль - $Be(NO_3)_2$или $Mg(NO_3)_2$ - при одинаковых условиях в большей степени подвергается гидролизу? **Написать** уравнение гидролиза данной соли. Как сместится равновесие гидролиза при добавлении кислоты; при добавлении соды?

14. Что происходит при насыщении оксидом углерода (IV) взвешенных в воде малорастворимых карбонатов магния, кальция, стронция и бария? При каких условиях эти процессы протекают в обратном направлении? Напишите уравнения реакций.

15. Правильным ли является утверждение, что в кристаллическом фториде бериллия бериллий двухвалентен? Приведите пример соединения, в котором бериллий двухвалентен.

16. Диагональное сходство элементов в периодической системе. В чем проявляется диагональное сходство между бериллием и алюминием, магнием и литием?

17. Какова окраска пламени солей кальция, бария, стронция?

18. Жесткость воды. Способы устранения временной и постоянной жесткости воды.

19. Биологическая роль ионов Ca^{2+}.

20. **Закончите** уравнения реакций и расставьте коэффициенты:

$BaH_2 + H_2O =$ $BaH_2 + CO_2 = C + \ldots$

$BaO_2 + FeSO_4 + H_2SO_4 =$ $BaO_2 + Cr_2(SO_4)_3 + NaOH =$

$BaO_2 + HgCl_2 = Hg + \ldots$ $Be(OH)_2 + KOH =$

$CaH_2 + H_2SO_4 = H_2S + \ldots$ $CaCO_3 + CO_2 + H_2O =$

$Ca(OH)_2 + Cl_2 =$ $Ca(OCl)_2 + KI + H_2SO_4 =$

$Mg + Bi(NO_3)_3 =$

Лабораторные опыты:

Практикум по общей и неорганической химии: Пособие для студентов вузов / В.И. Фролов, Т.М. Курохтина, З.Н. Дымов и др.; под ред. Н.Н. Павлова, В.И. Фролова..- М.: Дрофа, 2002.- 304с.

Л.Р. № 29. с. 204, оп. 1.

Л.Р. № 30. с. 207, оп. 2, 3.

Задачи по теме: Металлы IIA – группы

1. Смесь, состоящую из 1.97 г карбоната бария и 2.61 г нитрата бария, подвергли термическому разложению. Образующиеся газообразные продукты пропустили через гидроксид кальция. Какова масса выпавшего осадка?

2.Какой объем водорода (21 ºС и 100 кПа) получится при разложении водой 63 г гидрида кальция? Какой объем 2 М раствора соляной кислоты необходим для нейтрализации полученного продукта?

3. После полного термического разложения 3 г смеси нитратов кальция и бария получили 0,7 л оксида азота (IV). Вычислите массовые доли нитратов металлов в смеси.
Ответ: ω% [$Ca(NO_3)_2$] = 60,66%; ω% [$Ba(NO_3)_2$] = 39,34%.

4. При растворении 11,5 г смеси алюминия, меди и магния в соляной кислоте выделилось 7 л газа, измеренного при t = 0 °С и p = 0,8 атм. Нерастворившийся осадок переведен в раствор концентрированной азотной кислотой. При этом выделилось 4,48 л (н.у.) газа. Вычислите массу каждого металла в исходной смеси.

Ответ: m (Al) = 2,7 г; m (Cu) = 6,4 г; m (Mg) = 2,4 г.

Лабораторная работа №19-21 (6 часов)

Алюминий и его соединения. Олово, свинец и их соединения. Сурьма, висмут и их соединения

МЕТАЛЛЫ IIIA – ГРУППЫ. АЛЮМИНИЙ И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ.

Вопросы к занятию:

1. Какова электронная формула атома алюминия? Как изменяются радиусы атомов и потенциалы ионизации элементов IIIA - группы?

2. Какие степени окисления проявляют элементы IIIA – группы? Какие степени окисления устойчивы для галлия, индия, таллия? Как объяснить понижение характерной степени окисления в ряду Ga – Jn – Tl?

3. Какие координационные числа характерны для алюминия и элементов подгруппы галлия? Приведите примеры.

4. Почему металлический галлий проявляет более слабые восстановительные свойства, чем алюминий?

5. Каково отношение алюминия к воде, щелочам, разбавленным и концентрированным растворам HCl, H_2SO_4 и HNO_3? Пассивирование алюминия.

6. **Закончите** уравнения реакций и расставьте коэффициенты:

$AlP + H_2O =$ $AlP + NaOH =$

$AlP + H_2SO_4 =$ $Al + HCl =$

t $Na[Al(OH)_4] + NH_4NO_3 =$

$Al + FeO =$ $Al + KNO_3 + KOH =$

$Al + NaOH =$ $AlCl_3 + Na_2CO_3 =$

t $Tl_2(SO_4)_3 + KOH + Br_2 =$

$Al + HNO_3 =$ $Tl_2(SO_4)_3 + H_2S =$

7. Алюминий имеет высокое сродство к кислороду. Какое практическое применение имеет данный факт? Приведите примеры реакций алюмотермии.

8. Как изменяется характер гидроксидов элементов IIIA – группы? Как на основании ионных радиусов Al^{3+}, Ga^{3+}, Jn^{3+} объяснить различие свойств гидроксидов?

9. Получение, химические свойства оксида и гидроксида алюминия. Объяснить амфотерность гидроксида алюминия с позиций протолитической теории. **Напишите** уравнения соответствующих реакций.

10. Объясните некоторое уменьшение основных свойств и усиление кислотных свойств гидроксидов при переходе от $Al(OH)_3$ к $Ga(OH)_3$?

11. Не производя вычислений, сопоставьте степень гидролиза сульфата алюминия и сульфата галлия (см. вопрос № 10).

12. Гидролиз солей алюминия. Как влияет на степень гидролиза природа аниона? Возможно ли образование Al_2S_3 и $Al_2(CO_3)_3$ в водной среде по обменной реакции?

13. **Напишите** уравнения реакций в молекулярной и ионной форме, с помощью которых можно осуществить превращения:

$Al \rightarrow Al(OH)_3 \rightarrow Na_3[Al(OH)_6] \rightarrow Al_2(SO_4)_3$

14. Какие оксиды и хлориды галлия, индия и таллия образуются при взаимодействии простых веществ?

15. Чем объясняется способность молекул хлорида алюминия образовывать димеры гексахлорида диалюминия?

16. **Приведите** примеры реакций, подтверждающих окислительно–восстановительные свойства соединений галлия, индия и таллия.

17. Охарактеризуйте строение и свойства соединений типа $A^{III}B^{V}$. Почему межъядерные расстояния и энергии связи близки у следующих пар веществ: C (алмаз) – BN (боразон), Si – AlP, Ge – GaAs, α-Sn – JnSb? Каково практическое значение соединений индия типа $A^{III}B^{V}$?

18. Нахождение алюминия и элементов подгруппы галлия в природе. Получение металлов. Напишите схему электрохимических процессов, протекающих у электродов при электролитическом производстве алюминия из криолита.

19. Криолит $Na_3[AlF_6]$ получают синтетическим путем при растворении $Al(OH)_3$ и соды в водном растворе HF. Напишите уравнение реакции.

20. Применение алюминия. Дуралюмин, силумин, алюмогель, квасцы, молекулярные сита.

Лабораторные опыты:

Практикум по общей и неорганической химии: Пособие для студентов вузов / В.И. Фролов, Т.М. Курохтина, З.Н. Дымов и др.; под ред. Н.Н. Павлова, В.И. Фролова..- М.: Дрофа, 2002.- 304с.

Л.Р. № 31. с. 211, оп. 2, 3 (а, б), 4, 5, 6 (а, б), 7 (а, в, г, д).

Задачи по теме: Алюминий и его соединения

1. Вычислите и проанализируйте значения ΔG^{o}_{298} процессов взаимодействия Al_2O_3(к) с SO_3(к) и Na_2O(к). Какие свойства – кислотные или основные преобладают у оксида алюминия в указанных реакциях?

2. При сгорании 3,6 г вещества, содержащего углерод, водород и неизвестный металл, получено 3,36 л углекислого газа, 4,05 г воды и 2,55 г твердого остатка. Определите формулу исходного вещества. Приведите уравнения характерных реакций этого соединения. Ответ: $Al(CH_3)_3$.

3. Минерал бирюза содержит: 2,3% H, 14,2% P, 24,8 % Al, 58,7% O и примеси меди, определяющие окраску. Выведите простейшую формулу вещества. Запишите формулу минерала в виде формул возможных его составляющих компонентов (соль, гидроксид, вода). Ответ: $AlPO_4 \cdot Al(OH)_3 \cdot H_2O$.

4. Минерал изумруд содержит: 5 % Be, 10% Al, 31% Si, 54% O и примеси хрома, определяющие зеленую окраску. Выведите простейшую формулу минерала. Запишите формулу минерала в виде формул оксидов. Ответ: $3BeO \cdot Al_2O_3 \cdot 6SiO_2$.

5. При обработке соляной кислотой 9,92 г смеси карбидов кальция и алюминия образовалось 4,48 л смеси метана и ацетилена (н.у.). Определить состав смеси карбидов металлов. Ответ: m (CaC_2) = 1,28 г; m (Al_4C_3) = 8,64 г.

МЕТАЛЛЫ IVA – ГРУППЫ. ОЛОВО, СВИНЕЦ И ИХ СОЕДИНЕНИЯ

Вопросы к занятию:

1. Каковы электронные формулы атомов элементов IVA группы? Как изменяются атомные радиусы и потенциалы ионизации?

2. Охарактеризуйте в ряду простых веществ: C – Si - Ge – Sn – Pb характер изменения структуры, координационных чисел, типа и энергии химической связи.

3. Какие степени окисления являются устойчивыми для элементов подгруппы германия? Чем это можно объяснить?

4. Взаимодействие металлов с кислородом, водородом, галогенами, серой, азотом, металлами.

5. Проанализируйте различия в химической природе простых веществ в ряду Ge – Sn – Pb на примере их отношения к азотной кислоте.

6. Как взаимодействуют германий, олово, свинец с разбавленными и концентрированными соляной и серной кислотами? Напишите уравнения реакций.

7. Взаимодействие германия, олова, свинца с водой и щелочами.

8. Водородные соединения элементов IVA группы. На какой реакции основан общий способ получения водородных соединений *p*-элементов? Приведите уравнения реакций образования германа, станнана, плюмбана.

9. Как меняется природа связи в кристаллах оксидов в ряду CO_2 - PbO_2?

10. Напишите уравнения реакций, указывающих на амфотерные свойства гидроксида олова (II); оксида свинца (II).

11. Укажите условия образования оксо- и гидроксокомплексов германия, олова, свинца из соединений $ЭO_2$ или $ЭO_2 \cdot nH_2O$. Напишите уравнения реакций. В чем причина различия в химической активности α- и β-оловянных кислот?

12. **Закончите** уравнения реакций (кислота и щелочь взяты в избытке) и расставьте коэффициенты:

$Pb(CH_3COO)_2 + KOH =$

$K_2[Sn(OH)_6] + HCl =$

$Na_2PbO_2 + HNO_3 =$

13. Как изменяются восстановительные свойства ионов в ряду: Ge^{2+}, Sn^{2+}, Pb^{2+}? Подтвердите закономерность уравнениями реакций.

14. Как изменяются окислительные свойства в ряду: Ge^{4+}, Sn^{4+}, Pb^{4+}? Подтвердите закономерность уравнениями реакций.

15. Возможно ли окислить с помощью PbO_2 ионы Mn^{2+} до MnO_4^-? **Ответ обоснуйте** значениями φ^0_{298} полуреакций:

$PbO_{2\,(K)} + 4\,H^+ + 2\,e = Pb^{2+} + 2\,H_2O$

$MnO_4^- + 8\,H^+ + 5\,e = Mn^{2+} + 4\,H_2O$

16. Какое соединение: $SnCl_2$ или $SnCl_4$ более гидролизовано в водном растворе? Какое соединение образует $SnCl_4$ с продуктом гидролиза?

17. Известны устойчивые галогенокомплексы свинца (IV) типа $[PbHal_6]^{2-}$. Однако $PbCl_4$ неустойчив, а $PbBr_4$ и PbI_4 не получены. Как объяснить этот факт?

18. Каковы кислотно-основные свойства тетрагалогенидов германия, олова, свинца?

19. **Закончите** уравнения реакций и расставьте коэффициенты:

$SnCl_2 + Bi(NO_3)_3 + KOH =$ $SnCl_2 + K_2Cr_2O_7 + HCl =$

$SnCl_2 + FeCl_3 =$ $SnCl_2 + I_2 =$

$SnCl_4 + Zn =$ $Sn + HNO_3 + HCl =$

$K_4[Sn(OH)_6] + Bi(NO_3)_3 =$ $PbO_2 + Cr(NO_3)_3 + HNO_3 =$

$PbO_2 + Cr(NO_3)_3 + NaOH =$ $Pb(CH_3COO)_2 + CaCl(OCl) =$

$PbO_2 + Mn(NO_3)_2 + HNO_3 =$

20. **Напишите** реакции получения сульфида олова (II), свинца (II), олова (IV) из растворов их солей. Какой из сульфидов растворим в сульфиде аммония?

21. **Напишите** уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения:

$SnCl_4 \rightarrow SnS_2 \rightarrow Na_2SnS_3$

22. Нахождение германия, олова, свинца в природе.

23. Получение металлов:

- восстановление - оксидов, халькогенидов, солей водородом;

- оксидов, солей углеродом;
- электролиз.

24. Применениегермания, олова, свинца и их соединений. Типографские сплавы, подшипниковые сплавы, припои.

Лабораторные опыты:

Практикум по общей и неорганической химии: Пособие для студентов вузов / В.И. Фролов, Т.М. Курохтина, З.Н. Дымов и др.; под ред. Н.Н. Павлова, В.И. Фролова. - М.: Дрофа, 2002.- 304с.

Л.Р. № 32. с. 218, оп. 2 (а, б, в), 3 (а, б), 4, 5, 6, 7, 8, 12, 13, 14.

МЕТАЛЛЫ VA – ГРУППЫ. СУРЬМА, ВИСМУТ И ИХ СОЕДИНЕНИЯ

Вопросы к занятию:

1. Напишите электронные формулы атомов As, Sb, Bi. Объясните характер изменения устойчивой степени окисления и первого потенциала ионизации в данном ряду.
2. Охарактеризуйте устойчивые модификации As, Sb, Bi. Как изменяются в ряду P – As – Sb – Bi межъядерные расстояния устойчивых модификаций и как это согласуется с усилением металлических признаков?
3. Проанализируйте изменение электроотрицательности атомов мышьяка, сурьмы и висмута. Проиллюстрируйте изменение химической природы простых веществ в ряду

P – As – Sb – Bi на примере их взаимодействия с азотной кислотой.

4. Как изменяются кислотно–основные и окислительно–восстановительные свойства оксидов: As_2O_3, Sb_2O_3, Bi_2O_3, As_2O_5, Sb_2O_5, Bi_2O_5? Какие факторы влияют на изменение этих свойств?
5. Чем различаются продукты, образующиеся при растворении в щелочи оксида фосфора (V) и оксида сурьмы (V)?
6. Каков характер изменения кислотно–основных свойств в ряду гидроксидов As(III) – Sb(III) – Bi(III)? **Напишите** в молекулярном и ионном виде уравнения реакций получения $As(OH)_3$, $Sb(OH)_3$, $Bi(OH)_3$ и их взаимодействия с избытком кислоты и щелочи. Какими свойствами обладают данные гидроксиды? Как практически отделить друг от друга малорастворимые $Sb(OH)_3$ и $Bi(OH)_3$?
7. **Напишите** уравнения реакций получения простейших гидроксидов As(V) и Sb(V).
8. Как изменяется восстановительная активность в ряду As(III) – Sb(III) – Bi(III) и окислительная активность в ряду As(V) – Sb(V) – Bi(V)? **Ответ обоснуйте** значениями φ^0_{298} соответствующих систем.
9. **Закончите** уравнения реакций и расставьте коэффициенты:

$As + NaClO + NaOH = Na_3AsO_4 +$

$Na_3AsO_4 + KI + H_2SO_4 =$ $AsH_3 + KMnO_4 + H_2SO_4 =$

$Sb + HNO_3 + HCl =$ $Sb_2S_3 + Na_2S =$

$SbCl_3 + HCl + Zn =$ $Bi_2S_3 + HNO_3 = Bi_2(SO_4)_3 +$

$KBiO_3 + FeSO_4 + KOH =$ $NaBiO_3 + HCl(к) =$

$KBiO_3 + Mn(NO_3)_2 + HNO_3 =$ $Bi(OH)_3 + Cl_2 + NaOH =$

10. **Напишите** уравнения реакций получения водородных соединений мышьяка, сурьмы и висмута. Строение, изменение длины связи и ее полярности, электронодонорных свойств и устойчивости в ряду молекул AsH_3 -SbH_3 - BiH_3.
11. В судебной медицине для доказательства отравления мышьяком используют процедуру, называемую реакцией Марша. Суть процесса состоит в следующем: к раствору соляной кислоты, содержащей растворимое соединение мышьяка добавляют цинк. Газ, выделяющийся в результате реакции пропускают через стеклянную трубку, нагреваемую газовой горелкой. В зоне нагрева образуется блестящее кольцо металлического мышьяка. **Напишите** уравнения происходящих процессов и подумайте, что будет наблюдаться при замене соединений мышьяка на оксид сурьмы или оксид фосфора?

12. Каков характер изменения кислотно–основных свойств в ряду галогенидов фосфора, мышьяка, сурьмы и висмута? В каком случае гидролиз галогенидов необратим? **Напишите** уравнения гидролиза $SbCl_3$ и $BiCl_3$.

13. Какова природа сульфидов мышьяка, сурьмы и висмута? **Напишите** реакции получения этих соединений и их отношение к действию соляной кислоты и раствора сульфида аммония.

14. Нахождение мышьяка, сурьмы и висмута в природе. Получение.

15. Применение мышьяка, сурьмы, висмута и их соединений. Сплав Вуда.

Лабораторная работа №22-24 (6 часов)

Металлы IVB – группы. Титан. Цирконий. Гафний. Свойства соединений

Вопросы к занятию:

1. Каковы электронные формулы атомов элементов подгруппы титана?
2. Зная общие закономерности химии *d*– элементов, проанализируйте как изменяются:

- радиусы и потенциалы ионизации атомов элементов подгруппы ванадия; **приведите значения**?

- величины температур плавления и кипения металлов с возрастанием порядкового номера элемента; **приведите значения**.

3. Какие степени окисления наиболее характерны для титана, циркония, гафния и чем это объясняется?
4. Реакционная способность металлов. Взаимодействие титана, циркония, гафния с простыми веществами, щелочами, кислотами и смесями кислот. **Напишите** уравнения реакций.

Отметьте появление окраски раствора в реакции титана с кислотой. **Какому иону титана** присуща такая окраска раствора?

5. **Получение гидроксидов** титана, циркония, гафния. Каков кислотно-основный **характер** этих гидроксидов? Какова их **устойчивость**?
6. Напишите уравнение реакций, отвечающих цепочкам превращений:

а) $TiCl_4 \rightarrow TiCl_3 \rightarrow Ti(OH)_3 \rightarrow Ti(OH)_4$

б) $Ti(OH)_4 \rightarrow TiO_2 \rightarrow Ti_2O_3$

в) $Ti \xrightarrow{+HCl} A \xrightarrow{+KOH} Б \xrightarrow{+HCl} В \xrightarrow{+O_2} Г$

7. **Применение и получение** титана, циркония, гафния.

Лабораторная работа №25-27 (6 часов)

Металлы VB – группы. Ванадий, ниобий, тантал. Свойства соединений

Вопросы к занятию:

1. Каковы электронные формулы атомов элементов подгруппы ванадия?
2. Зная общие закономерности химии *d*– элементов, проанализируйте как изменяются:

- радиусы и потенциалы ионизации атомов элементов подгруппы ванадия; **приведите значения**?

- величины температур плавления и кипения металлов с возрастанием порядкового номера элемента; **приведите значения**.

3. Какие степени окисления наиболее характерны для ванадия, ниобия, тантала и чем это объясняется?
4. Реакционная способность металлов. Взаимодействие ванадия, ниобия, тантала с простыми веществами, щелочами, кислотами и смесями кислот. **Напишите** уравнения реакций.
5. **Получение гидроксидов** ванадия, ниобия, тантала. Каков кислотно-основный **характер** этих гидроксидов? Какова их **устойчивость**?
6. Восстановительные свойства соединений ванадия. **Приведите** уравнения реакций.

7. Проведите мысленный эксперимент:
в пробирку налейте 2 мл 70% серной кислоты, внесите 2–3 гранулы цинка, подождите 2–3 мин, пока не начнется активное выделение водорода, и влейте 2 мл раствора NH_4VO_3. **Запишите уравнения** реакций последовательного восстановления ванадия из степени окисления +5 до степени окисления +2, **отметьте** последовательное изменение окраски раствора:

1. $VO_3^- \rightarrow VO_2^+$;
2. $VO_2^+ \rightarrow VO^+$;
3. $VO^+ \rightarrow V^{3+}$;
4. $V^{3+} \rightarrow V^{2+}$ . .

8. **Применение и получение** ванадия, ниобия, тантала.

Лабораторная работа №28-30 (6 часов)
Металлы *d*-семейства
Вопросы к занятию:

1. Переходные элементы. Положение в Периодической системе. Особенности электронного строения атомов элементов *d* - и *f* - семейств.
2. Орбитальные радиусы. Вторичная и внутренняя периодичности. Их обусловленность электронным строением атомов элементов.
3. Контракционная аналогия. Эффект проникновения электронов к ядру.
4. Физические свойства атомов элементов *d*- семейства: заряд ядра, атомная масса, орбитальный радиус, потенциал ионизации, сродство к электрону. Характер их изменения в Периодической системе.
5. Физические свойства простых веществ элементов *d*- семейства: молярный объем, энтальпия атомизации, температура плавления, магнитная восприимчивость. Характер их изменения в Периодической системе.
6. Соединения постоянного и переменного состава. Дальтониды и бертоллиды.
7. Оксиды элементов *d* - семейства. Кислотно-основные свойства оксидов. Их зависимость от степени окисления элемента. Химические свойства подтвердите уравнениями реакций на примере оксидов элементов VIIB- группы.
8. Гидроксиды элементов *d*- семейства. Кислотно-основные свойства. Окислительно- восстановительные свойства. Зависимость кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств гидроксидов от степени окисления элемента. Химические свойства подтвердите уравнениями реакций на примере гидроксидов элементов VIIB-группы.
9. Водородные соединения элементов *d*- семейства.
10. Галогениды элементов *d* -семейства.
11. Металлоподобные соединения.
12. Химические свойства элементов 1-го переходного ряда.
13. Химические свойства элементов 2-го и 3-го переходных рядов.
14. Распространение в природе. Получение металлов.
15. Практическое применение.

Металлы VIB – группы. Хром и его соединения
Вопросы к занятию:

1. Каковы электронные формулы атомов элементов VIB - группы?
2. Зная общие закономерности химии *d*– элементов, проанализируйте как изменяются:

- радиусы и потенциалы ионизации атомов элементов подгруппы хрома? Какие степени окисления наиболее характерны для хрома, молибдена, вольфрама?
- величины теплот атомизации, температур плавлния и кипения металлов подгруппы хрома от возрастания порядкового номера элемента.

3. Как изменяется химическая активность в ряду Cr - Mo - W? Приведите примеры реакций.

а) Взаимодействие хрома с разбавленной соляной и серной кислотами. **Напишите** уравнения реакций с учетом образования аквакомплексов хрома.

б) Взаимодействие молибдена и вольфрама с кислотами.

В виде каких ионов существуют Cr(II), Cr(III), Cr(VI), Mo(VI), W(VI) в водных растворах? Каковы координационные числа элементов?

в) В чем заключается пассивирование металлов?

4. Как изменяются кислотно–основные свойства однотипных соединений хрома в ряду: CrF_2 - CrF_3 -CrF_6? Подтвердите уравнениями реакций.

5. Восстановительные свойства соединений Cr(II). **Приведите** уравнения реакций. Почему изменяется окраска растворов соединений Cr(II) как в присутствии, так и в отсутствии кислорода?

6. Получение и кислотно–основные свойства оксида Cr(III).

7. В какой форме ионы Cr^{3+} существуют в кислом и щелочном растворах? **Приведите** уравнения реакций, подтверждающие кислотно–основные свойства гидроксида хрома (III). Почему прокаленный Cr_2O_3 чимически менее активен, чем свежеполученный $Cr(OH)_3$?

8. **Приведите** примеры реакций окисления соединений Cr(III). Какая среда способствует протеканию данного процесса?

9. Приведите уравнение гидролиза $CrCl_3$.

10. Известны три изомера $CrCl_3 \times H_2O$. **Напишите** их формулы. Каков тип изомерии? Предложите способ идентификации данных изомеров.

11. Оксохроматы (VI) изоструктурны оксосульфатам (VI). Приведите примеры малорастворимых оксохроматов (VI). Каковы значения произведения растворимости этих солей?

12. Напишите уравнения, иллюстрирующие смещение равновесия между хромат (VI) - и дихромат (VI) – ионами? Как изменяется окраска при димеризации ионов CrO_4^{2-}?

13. Приведите значения температур плавления и объясните характер изменения данных величин в ряду CrO_3 – MoO_3 – WO_3. Как изменяются термическая устойчивость и окислительная активность в ряду оксидов подгруппы хрома?

14. Окислительные свойства соединений хрома (VI). В какой среде данные свойства выражены сильнее? **Приведите** примеры реакций восстановления соединений хрома (VI) в кислой, нейтральной и щелочной средах.

15. Нахождение металлов VIB - группы в природе.

16. Способы получения Cr, Mo и W в промышленности. Практическое применение феррохрома, ферромолибдена и ферровольфрама.

Лабораторные опыты:

Практикум по общей и неорганической химии: Пособие для студентов вузов / В.И. Фролов, Т.М. Курохтина, З.Н. Дымов и др.; под ред. Н.Н. Павлова, В.И. Фролова.- М.: Дрофа, 2002.- 304с.

Л.Р. № 35. с. 234, оп. 1, 2, 3, 4 (а, б, в), 5 (б, в, г), 6 (а, б), 10, 11, 12.

Задачи по теме: Металлы d-семейства

1. Смесь хлоридов алюминия и хрома (III) массой 317 г обработали избытком раствора гидроксида калия, а затем избытком хлорной воды. К полученному раствору прилили раствор нитрата бария до полного осаждения 126.5 г желтого осадка. Определите массовую долю хлорида алюминия в исходной смеси.

2. Какой объем 0.25 Н раствора дихромата калия потребуется для окисления иодида калия количеством 0.01 моль? Какую кислоту используют для подкисления?

3. Продуктом окисления щавелевой кислоты является CO_2. Сколько миллилитров раствора щавелевой кислоты, содержащего 7 % $H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O$ (ρ = 1.02), можно окислить в

сернокислом растворе при действии 75 мл 0.08 н раствора $KMnO_4$?

4. Некоторые элементы Х и У образуют соединения $X_2УO_4$, где ω% (О) = 39,51% и $X_2У_2O_7$ с ω% (О) = 42,75%. Определите элементы Х и У.

Ответ: Na_2CrO_4 и $Na_2Cr_2O_7$.

5. Определите объемы 2 М раствора КОН и 3% - ного раствора H_2O_2 (ρ=1), которые потребуются для реакции с сульфатом хрома (III) массой 200 г.

Лабораторная работа №23-33 (6 часов)
Металлы VIIB–группы. Марганец и его соединения
Вопросы к занятию:

1. Каковы электронные формулы атомов элементов VIIB - группы? Как изменяются радиусы и потенциалы ионизации атомов элементов подгруппы марганца? Какие степени окисления наиболее характерны для марганца, технеция и рения?

2. В виде каких ионов существуют Mn(II), Mn(VI), Mn(VII), Tc(VII), Re(VII) в водных растворах? Каковы координационные числа элементов?

3. Приведите величины теплот атомизации, температур плавлния и кипения металлов подгруппы марганца. Объясните характер их изменения в зависимости от возрастания порядкового номера элемента.

4. Пользуясь таблицей «Стандартные электродные потенциалы» некоторых окислительно–восстановительных систем [табл. № 12 (1)] приведите значения стандартных окислительнх потенциалов соответствующих полуреакций, протекающих в кислой среде, для систем: Mn^{2+}/Mn, TcO_4^-/Tc, ReO_4^-/Re.

- Как изменяется химическая активность в ряду Mn - Tc – Re? Приведите примеры реакций.
- Взаимодействие марганца с разбавленной и концентрированной соляной, серной и азотной кислотами. **Напишите** уравнения реакций с учетом образования аквакомплексов марганца.
- **Взаимодействие** технеция и рения с кислотами. В виде каких ионов существуют Tc(VII), Re(VII) в водных растворах?

5. Приведите примеры реакций гидролиза соединений марганца.

6. Как изменяются кислотно–основные свойства оксидов марганца в ряду:

MnO – Mn_2O_3 - MnO_2 – MnO_3 – Mn_2O_7.

7. Восстановительные свойства соединений Mn(II).

8. Охарактеризуйте окислительно–восстановительные свойства MnO_2. Какие условия необходимы для перевода соединений Mn(IV) в производные Mn(II) и Mn(VI)? **Приведите** примеры реакций.

9. Приведите значения φ^0_{298} полуреакций типа

$$ЭO_4^- + 4\,H^+ + 3\,e = ЭO_2 + 2\,H_2O$$

для марганца, технеция и рения. Для какого из указанных элементов наиболее характерно превращение $ЭO_2$ в $ЭO_4^-$, т.е. переход Э(IV) в Э(VII).

10. Как изменяются кислотно–основные свойства гидроксидов марганца в ряду:

$Mn(OH)_2$ - $Mn(OH)_4$ – H_2MnO_4 - $HMnO_4$.

11. Приведите примеры бинарных соединений Tc(VI) и Re(VI) и анионных комплексов Mn(VI), Tc(VI) и Re(VI).

12. Можно ожидать, что ион MnO_4^{2-} прявляет окислительные и восстановительные свойства, соответствующие понижению и повышению степени окисления марганца. Каковы условия перевода иона MnO_4^{2-} в Mn^{2+}, в MnO_2 и в MnO_4^-? **Приведите** примеры реакций.

13. Приведите примеры соединений и соответствующих им анионных комплексов Mn(VII), Tc(VII) и Re(VII). Каковы кислотно–основные свойства бинарных соединений Э(VII)? **Приведите** уравнения реакций $Э_2O_7$ и $ЭOF_3$ с водой.

14. Какая среда благоприятствует реакциям перехода MnO_4^- в $[Mn(H_2O)_6]^{2+}$, MnO_4^- в MnO_2, MnO_4^- в MnO_4^{2-}? **Приведите** примеры реакций. В какой среде – кислой или щелочной – окислительные свойства MnO_4^- проявляются в большей степени?

15. Нахождение металлов VIIB - группы в природе. Получение ферромарганца. Методы получения Mn, Tc и Re в промышленности. Применение металлов.

Лабораторные опыты:

Практикум по общей и неорганической химии: Пособие для студентов вузов / В.И. Фролов, Т.М. Курохтина, З.Н. Дымов и др.; под ред. Н.Н. Павлова, В.И. Фролова.- М.: Дрофа, 2002.- 304с.

Л.Р. № 36. с. 243, оп. 2, 3, 4, 5 а, 6 (а, б, в), 8.

Задачи по теме: Металлы VIIB – групп

1. Для приготовления 200 мл раствора сульфата железа была взята навеска $FeSO_4 \cdot 7H_2O$ массой 27.80 г. Какой объем 0.1 Н. раствора перманганата калия потребуется на окисление железа в 50 мл этого раствора?

2. Смесь перманганата калия и мела массой 11,32 г растворили в избытке соляной кислоты. При этом выделилось 3,36 л газообразных веществ. Определите массовые доли компонентов исходной смеси.

Ответ: ω ($KMnO_4$) = 0,558; ω ($CaCO_3$) = 0,442.

Лабораторная работа №34-36 (6 часов)
Металлы VIIIB–группы. Элементы семейства железа
Вопросы к занятию:

2. Каковы электронные формулы атомов элементов триады железа?

3. Зная общие закономерности химии *d*–элементов, проанализируйте как изменяются:

- радиусы и потенциалы ионизации атомов элементов триады железа?
- величины теплот атомизации, температур плавлния и кипения металлов с возрастанием порядкового номера элемента.

4. Какие степени окисления наиболее характерны для железа, кобальта, никеля?

5. Реакционная способность металлов. Взаимодействие железа, кобальта, никеля с разбавленной соляной и серной кислотами. **Напишите** уравнения реакций с учетом образования аквакомплексов.

6. В чем заключается пассивирование металлов?

7. В виде каких комплексных ионов существуют Fe(II), Fe(III), Fe(VI), Co(II), Co(III), Co(IV), Ni(II), Ni(IV) в водных растворах? Каковы координационные числа элементов?

8. Кислотно–основные и окислительно-восстановительные свойства оксидов и гидроксидов железа, кобальта, никеля. **Подтвердите** уравнениями реакций.

9. Качественные реакциии на ионы Fe^{2+}, Fe^{3+}.

10. Приведите уравнения гидролиза солей железа, кобальта, никеля.

11. Получение и свойства соединений Fe(VI). Пользуясь таблицей “Стандартные электродные потенциалы некоторых окислительно–восстановительных систем [табл. № 12 (1)] приведите значение φ^0_{298} соответствующих полуреакций, протекающих в кислой среде, для систем: FeO_4^{2-}/ Fe^{3+}, MnO_4^-/Mn^{2+}, $Cr_2O_7^{2-}/Cr^{3+}$. Сделайте вывод об окислительной способность оксоферратов (VI), оксоманганатов (VII) и оксохроматов (VI).

12. Нахождение металлов триада железа в природе. Способы получения Fe, Co, Ni в промышленности.

13. Практическое применение металлов и их сплавов.

14. Биологическая роль железа.

Лабораторные опыты:

Практикум по общей и неорганической химии: Пособие для студентов вузов / В.И. Фролов, Т.М. Курохтина, З.Н. Дымов и др.; под ред. Н.Н. Павлова, В.И. Фролова.- М.: Дрофа, 2002.- 304с.

Л.Р. № 37. с. 248, оп.1, 2, 3, 4 (а, б), 5 (а, 6, в), 7, 8.

Задачи по теме: Элементы семейства железа

1. После прокаливания 0,15 моль (39,405 г) неизвестной кристаллической соли получено 11,205 г оксида металла, который содержал 21,4% кислорода. В конденсате, образовавшемся при охлаждении паров, выделяющихся в процессе прокаливания соли, в составе жидких веществ обнаружено 17% серы и 6,4% водорода. Определите формулу кристаллической соли. Ответ: $NiSO_4 \cdot 6\ H_2O$.

2. При действии уксусной кислоты на раствор соли $Co(NO_2)_3 \cdot 4NH_3$, в котором не обнаружено ионов кобальта и свободного аммиака, выявлено, что только один нитрит-ион разрушается с выделением оксидов азота. Измерение электрической проводимости показывает, что соль распадается на два иона. Напишите формулу соли. Ответ: $[Co(NO_2)_2(NH_3)_4]NO_2$.

3. При растворении в соляной кислоте 2,79 г смеси порошков цинка и железа выделилось 1,008 л водорода (н.у.). Определить состав взятой смеси.

Ответ: m (Zn) = 1,95 г; m (Fe) = 0,84 г.

4. При восстановлении 4,72 г смеси железа, оксида железа (II) и (III) водородом образовалось 3,92 г железа. Если то же количество смеси обработать избытком раствора сульфата меди, то масса увеличивается до 4,96 г. Определите состав исходной смеси. Ответ: m (Fe) = 1,68 г; m (FeO) = 1,44 г; m (Fe_2O_3) = 1,6 г.

6. Одинаковое ли количество серной кислоты потребуется для растворения 40 г никеля, если в одном случае взять концентрированную кислоту, а в другом – разбавленную? Какая масса серной кислоты пойдет на окисление никеля в каждом случае?

7. Нахождение металлов триада железа в природе. Способы получения Fe, Co, Ni в промышленности.

8. Практическое применение металлов и их сплавов.

9. Биологическая роль железа.

Лабораторная работа №37-39 (6 часов)
Металлы IB–группы. Медь, серебро и их соединения
Вопросы к занятию:

1. Каковы электронные формулы атомов элементов подгруппы меди?

2. Зная общие закономерности химии *d*– элементов, проанализируйте как изменяются:

- радиусы и потенциалы ионизации атомов элементов подгруппы меди?

- величины теплот атомизации, температур плавлния и кипения металлов с возрастанием порядкового номера элемента.

3. Какие степени окисления наиболее характерны для меди, серебра, золота и чем это объясняется?

4. Реакционная способность металлов. Взаимодействие меди, серебра, золота с простыми веществами, щелочами, кислотами и смесями кислот. **Напишите** уравнения реакций с учетом образования комплексных ионов.

5. Получение гидроксидов меди, серебра, золота. Каков кислотно-основный характер этих гидроксидов? Какова их устойчивость?

6. Если действием щелочи на $CuSO_4$ осадить гидроксид меди, а затем прокипятить полученную систему, то осадок чернеет. Почему? **Приведите** уравнения реакций.

7. Напишите уравнения реакций растворения гидроксида меди в кислоте и в растворе аммиака.

8. Получение гидроксидов серебра, золота. Каков кислотно-основный характер этих гидроксидов? Какова их устойчивость?

9. Получение, строение, свойства комплексных соединений меди, серебра, золота. **Приведите** уравнения реакций.

10. Почему аммиакат серебра неустойчив в кислых средах?

11. В растворе ион Cu^+ неустойчив – он либо диспропорционирует, либо окисляется кислородом, нов нерастворимых солях он может существовать. Одной из таких солей является CuI (ПР = $1 \cdot 10^{-12}$). **Напишите** уравнения окислительно- восстановительной реакции, протекающей при добавлении раствора KI к раствору сульфата меди.

12. Назовите важнейшие сплавы меди и укажите их примерный состав.

13. Какие процессы происходят при электролизе растворов сульфата меди: а) с медным; б) с платиновым электродами?

14. В чем заключается рафинирование меди? Что происходит при этом с с содержащимися в черновой меди примесями более активных (Zn, Ni) и менее активных (Ag, Hg) металлов?

15. **Закончите** уравнения реакций и расставьте коэффициенты:

$$Ag_2O + H_2O_2 \rightarrow$$

$$AgBr + Na_2S_2O_{3(\text{избыток})} \rightarrow$$

$$Cu + KCN + H_2O \rightarrow$$

16. **Закончите** уравнения реакций и расставьте коэффициенты:

$Au(OH)_3 + HCl_{(\text{конц.})} \rightarrow$ $\quad$ $Au + NaCN + O_2 + H_2O \rightarrow$

$AuCl_3 + H_2O_2 + KOH \rightarrow$ $\quad$ $AuCl_3 + SnCl_2 + H_2O \rightarrow$

Задачи по теме: Медь, серебро и их соединения

1. При взаимодействии 10 г амальгамы натрия с водой получен раствор щелочи. Для нейтрализации этого раствора потребовалось 50 мл 0.5 Н раствора кислоты. Определить процентное содержание натрия (по массе) в амальгаме.

2. 25 мл раствора $CuCl_2$ выделили из раствора KI0.3173 г иода. Какова молярность раствора $CuCl_2$?

3. Сплав алюминия и меди обработали избытком раствора щелочи. При этом выделилось 5.6 л газа. Нерастворившийся осадок отфильтровали, промыли и растворили в азотной кислоте. Раствор выпарили досуха, осадок прокалили. Масса полученного продукта составила 1.875 г. Какова массовая доля меди в сплаве?

4. Какой объем 8 %- ного раствора азотной кислоты (ρ =1.04 г/мл) потребуется для растворения 24 г меди? Какой объем газа при этом выделится?

5. Из навески латуни массой 1,6645 г при анализе получено 1.3466 г$Cu(SCN)_2$ и 0.0840 гSnO_2. Вычислите массовую долю меди, олова и цинка в анализируемой пробе. Ответ: 28.77% (Cu), 3.98% (Sn), 67.25% (Zn).

Лабораторная работа №40-42 (6 часов)
Металлы IIB–группы. Цинк, кадмий, ртуть и их соединения
Вопросы к занятию:

1. Каковы электронные формулы атомов элементов подгруппы цинка?

2. Зная общие закономерности химии *d*– элементов, проанализируйте как изменяются:

- радиусы и потенциалы ионизации атомов элементов подгруппы цинка?
- величины теплотатомизации, температур плавлния и кипения металлов с возрастанием порядкового номера элемента.

3. Какие степени окисления наиболее характерны для цинка, кадмия, ртути и чем это объясняется?

4. Реакционная способность металлов. Взаимодействие с простыми веществами, щелочами, кислотами и смесями кислот. **Напишите** уравнения реакций с учетом образования комплексных ионов.

5. Получение гидроксидов. Каков кислотно-основный характер этих гидроксидов? Какова их устойчивость?

6. Напишите уравнения реакций растворения гидроксида цинка в кислоте и в растворе аммиака.

7. Получение, строение, свойства комплексных соединений цинка, кадмия, ртути. **Приведите** уравнения реакций.

8. Назовите важнейшие сплавы цинка и укажите их примерный состав.

9. Какие процессы происходят при электролизе раствора сульфата цинка?

10. Нахождение в природе и получение металлов.

Лабораторная работа №44-45 (6 часов)
Металлы IIIB–группы. Лантаноиды и актиноиды
Вопросы к занятию:

1. Переходные элементы. Положение в Периодической системе. Особенности электронного строения атомов элементов *f*-семейств. **Приведите** электронные формулы атомов европия и урана.

2. Каков характер изменения орбитальных радиусов и энергий ионизации атомов элементов *f*-семейства?

3. Чем обусловлено весьма значительное сходство химических свойств лантаноидов? Какие из них могут проявлять дополнительные степени окисления и какие? Каковы координационные числа лантаноидов.

4. В отличие от рядов *p*- и *d*-элементов, увеличение числа электронов в атомах лантаноидов не приводит к увеличению степени окисления в ряду Ce – Lu. Объясните причину этого.

5. Вторичная и внутренняя периодичности. Их обусловленность электронным строением атомов элементов. Контракционная аналогия. Эффект проникновения электронов к ядру.

6. Химические свойства лантаноидов. Реакции с неметаллами, водой, разбавленными и концентрированными кислотами. **Приведите** уравнения реакций.

7. Как и почему меняется основной характер гидроксидов при переходе от скандия к лантану и от лантана к лютецию?

8. Как будет меняться, при прочих одинаковых условиях (каких?), степень гидролиза солей в ряду лантаноидов?

9. Окислительно-восстановительные свойства соединений лантаноидов.

10. Сульфат церия (III) окисляется в щелочной среде кислородом воздуха в гидроксид церия (IV). Как ведет себя полученный гидроксид по отношению к концентрированной соляной кислоте? **Напишите** уравнения реакций.

11.**Закончите** уравнения реакций и подберите коэффициенты:

$$KMnO_4 + Ce_2(SO_4)_3 + H_2SO_4 \rightarrow ...$$

$$Ce(SO_4)_2 + FeSO_4 + H_2SO_4 \rightarrow ...$$

12. З**акончите** уравнения реакций и подберите коэффициенты:

$$UO_2 + HCl + HNO_{3\,(конц)} \rightarrow ...$$

$$U(SO_4)_2 + KMnO_4 + ... \rightarrow ...$$

13. Охарактеризуйте кислотно-основные свойства UO_3, образующего при взаимодействии с минеральными кислотами соли диоксоурана, а при сплавлении со щелочами – уранаты. **Напишите** уравнения соответствующих реакций.

14. Подобно *d*-элементам VI группы уран образует диуранат аммония. **Напишите** реакцию его термического разложения и сравните ее с соответствующими реакциями дихромата и вольфрамата аммония.

15. **Напишите** уравнения реакций AmO_2 с соляной и серной кислотами.

6 ДИДАКТИЧЕСКИЕ МАТЕРИАЛЫ ДЛЯ КОНТРОЛЯ (САМОКОНТРОЛЯ) УСВОЕННОГО МАТЕРИАЛА

6.1 Оценочные средства, показатели и критерии оценивания компетенций

Индекс компе-тенции	Оценочное средство	Показатели оценивания	Критерии оценивания сформированности компетенций
УК-1 ОПК-1 ПК-1	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	а) работа выполнена полно, правильно, без существенных ошибок, сделаны выводы; б) эксперимент осуществлен по плану с учетом техники безопасности и правил работы с веществами и приборами; в) имеются организационные навыки (поддерживается чистота рабочего места и порядок на столе, экономно используются реактивы).
	Коллоквиум	Низкий – неудовлетворительно	- незнание программного материала; - при ответе возникают ошибки; - затруднения при выполнении практических работ.
		Пороговый – удовлетворительно	- 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	- 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	- 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 – неудовлетворительно	Количество правильных ответов на вопросы теста менее 60 %
		Пороговый – удовлетворительно	Количество правильных ответов на вопросы теста от 61-75 %
		Базовый – хорошо	Количество правильных ответов на вопросы теста от 76-84 %
		Высокий – отлично	Количество правильных ответов на вопросы теста от 85-100 %
ОПК-2	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	а) работа выполнена полно, правильно, без существенных ошибок, сделаны выводы; б) эксперимент осуществлен по плану с учетом техники безопасности и правил работы с веществами и приборами; в) имеются организационные навыки (поддерживается чистота рабочего места и порядок на столе, экономно используются реактивы).

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.

Критерии оценивания устного ответа на экзамене

Оценка «5» (отлично) ставится, если студент:

1. полно раскрыто содержание материала билета;

2. материал изложен грамотно, в определенной логической последовательности, точно используется терминология;

3. показано умение иллюстрировать теоретические положения конкретными примерами, применять их в новой ситуации;

4. продемонстрировано усвоение ранее изученных сопутствующих вопросов, сформированность и устойчивость компетенций, умений и навыков;

5. ответ прозвучал самостоятельно, без наводящих вопросов;

6. допущены одна – две неточности при освещении второстепенных вопросов, которые исправляются по замечанию.

7. правильно решена расчетная задача.

Оценка «4» (хорошо) ставится, если:

ответ студента удовлетворяет в основном требованиям на оценку «5», но при этом имеет один из недостатков:

1. в изложении допущены небольшие пробелы, не исказившие содержание ответа;

2. допущены один – два недочета при освещении основного содержания ответа, исправленные по замечанию экзаменатора;

3. допущены ошибка или более двух недочетов при освещении второстепенных вопросов, которые легко исправляются по замечанию экзаменатора.

4. в расчетной задаче допущена ошибка.

Оценка «3» (удовлетворительно) ставится, если:

1. неполно или непоследовательно раскрыто содержание материала, но показано общее понимание вопроса и продемонстрированы умения, достаточные для дальнейшего усвоения материала;

2. имелись затруднения или допущены ошибки в определении понятий, использовании терминологии, исправленные после нескольких наводящих вопросов;

3. при неполном знании теоретического материала выявлена недостаточная сформированность компетенций, умений и навыков, студент не может применить теорию в новой ситуации.

4. решение расчетной задачи вызывает затруднения.

Оценка «2» (неудовлетворительно) ставится, 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, при использовании терминологии, которые не исправлены после нескольких наводящих вопросов.

4. не сформированы компетенции, умения и навыки.

5. расчетная задача не решена.

Вопросы к зачету

I СЕМЕСТР

1. Определение химических понятий:

- вещество (простое и сложное), элемент, молекула, атом, ион, заряд иона, оксид, гидроксид, соль (основная, кислая, двойная, комплексная), кислота, щелочь, валентность, степень окисления, координационное число, комплексное соединение, комплексообразователь, лиганд;

- реакция (соединения, разложения, замещения, обмена, окислительно-восстановительная, обратимая и необратимая, экзо- и эндотермическая), скорость реакции, константа скорости реакции, энергия активации, химическое равновесие, катализатор, ингибитор;

- раствор, дисперсная система, концентрация (массовая доля растворенного вещества, молярная и эквивалентная, моляльная, титр), растворимость и коэффициент растворимости;

- диссоциация, электролитическая диссоциация, электролит и неэлектролит, степень и константа диссоциации, сильные и слабые электролиты,

- гидролиз, степень и константа гидролиза, обратимый и необратимый гидролиз.

2. Составление электронных формул химических элементов по указанному порядковому номеру и определение их положения в Периодической системе химических элементов.

3. Составление схем образования молекул простых и бинарных соединений по методу валентных связей. Определение валентности и степени окисления атомов в молекуле.

4. Составление энергетических диаграмм гомо- и гетероатомных молекул, образованных элементами 1 и 2 периодов. Определение кратности связи и магнитных свойств молекул.

5. Составление формул комплексных соединений по названию и название комплексного соединения по предложенной формуле.

6. Написание уравнений реакций гидролиза солей, в том числе обменных реакций между электролитами, частично гидролизованными в растворе.

7. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций ионно-электронным методом.

8. Решение расчетных задач по общей химии:

- вывод формулы вещества и определениемассовой доли химического элемента в веществе;

- расчет по уравнению реакции содержания примесей в веществе, выход продукта реакции, необходимого количества исходных веществ для получения продукта, если выход (%) известен;

- определение концентрации вещества в растворе при его разбавлении или частичном выпаривании, а также при растворении реагирующего с водой вещества;

- определение равновесных или исходныхконцентраций веществ в системе, находящейся или приходящей в состояние равновесия.

II СЕМЕСТР

1. Получение газообразных веществ в лаборатории (водород, кислород, азот, хлор, хлороводород, бромоводород, иодоводород, оксиды углерода, серы, азота, аммиак). Указать исходные вещества, свойства получаемых газов и условия их сбора.

2. Доказательства окислительно-восстановительных свойств соединений элементов в одной из переменных степеней окисления (марганец, хром, медь, железо, сера, азот, галогены)

3. Подтверждение основности, кислотности или амфотерности оксидов или гидроксидов элементов в одной из переменных степеней окисления.

4. Написание уравнений гидролиза солей с учетом комплексообразования с участием воды.

5. Номенклатура неорганических соединений. Названия кислородсодержащих кислот и их солей. Тривиальные названия важнейших химических соединений.

6. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций ионно-электронным методом.

7. Решение расчетных задач:

- расчет по уравнению реакции содержания примесей в веществе, выход продукта реакции, необходимого количества исходных веществ для получения продукта, если выход (%) известен;

- определение концентрации вещества в растворе при его разбавлении или частичном выпаривании, а также при растворении реагирующего с водой вещества;

- определение равновесных или исходных концентраций веществ в системе, находящейся или приходящей в состояние равновесия.

Вопросы к экзамену
I СЕМЕСТР

1. Предмет и задачи химии. Понятие о материи. Виды материи: вещество и поле. Философское и химическое понятие вещества. Уровни организации вещества, изучаемые химией: атомы, молекулы, конденсированные системы.
2. Основные положения атомно-молекулярной теории. Атомы и молекулы. Их размеры и массы. Относительные атомные и молекулярные массы. Число Авогадро. Моль - единица количества вещества. Молярная масса и молярный объем газа. Методы определения атомных и молекулярных масс.
3. Закон постоянства состава Ж. Пруста и его значение в химии. Нахождение простейших и истинных формул химических соединений. Расчеты по химическим формулам.
4. Закон сохранения массы и энергии и его значение в химии. Уравнения химических реакций. Стехиометрические расчеты с использованием величин масс и объемов.
5. Химический эквивалент. Закон эквивалентов И. Рихтера. Соотношение между молярной массой, эквивалентом и эквивалентной массой веществ. Методы определения эквивалентных масс.
6. Закон простых объемных отношений Гей-Люссака. Закон Авогадро и выводы из него. Определение молекулярных масс газообразных веществ.
7. Экспериментальные обоснования представлений об атоме как сложной системе. Открытие электрона. Радиоактивность.
8. Опыты Резерфорда по рассеянию α-частиц. Планетарная модель атома, её достоинства и недостатки.
9. Теория атома водорода по Бору.
10. Корпускулярно-волновой дуализм частиц. Волны де Бройля. Принцип неопределенности Гейзенберга.
11. Квантово - механическая модель атома водорода.
12. Квантовые числа как параметры, определяющие состояние электрона в атоме. Главное *(n),* орбитальное (l), магнитное (m_l) квантовые числа. Физический смысл квантовых чисел.
13. Собственные угловой и магнитный моменты электрона (спин) и спиновое квантовое число m_s.
14. Атомные орбитали (АО). Основное и возбужденное состояние. Вырожденные состояния. Вид атомных *s*-, *p*-, *d*- и *f*-орбиталей. Емкость электронных слоев.
15. Многоэлектронные атомы. Характеристические рентгеновские спектры атомов. Закон Мозли. Заряды ядер атомов.
16. Ядро как динамическая система протонов и нейтронов. Устойчивые и неустойчивые ядра. Радиоактивный распад ядер. Ядерные реакции и превращения химических элементов.
17. Три принципа заполнения орбиталей в атомах; принцип наименьшей энергии, принцип (запрет) Паули, правило Хунда.
18. Порядок заполнения атомных орбиталей. Правило Клечковского. Электронные формулы. Формы записи электронных формул: символическая и графическая.
19. Свойства изолированных атомов. Атомные радиусы (ковалентные, металлические). Энергия ионизации. Сродство к электрону.

20. Электроотрицательность. Относительная электроотрицательность. Магнитные свойства атомов (диамагнетизм, парамагнетизм, ферромагнетизм).

21. Открытие периодического закона Д.И. Менделеевым. Использование Д.И. Менделеевым метода интерполяции для исправления атомных масс и предсказания свойств еще не открытых элементов.

22. Экспериментальное подтверждение теоретических предсказаний Д.И. Менделеева. Современная формулировка периодического закона.

23. Периодическая система как естественная система элементов. Периоды, группы, подгруппы.

24. Связь положения элемента в периодической системе с электронным строением его атома. Особенности электронных конфигураций атомов элементов главных и побочных подгрупп. Элементы *s-, p-, d-, f-* семейств.

25. Основные характеристики химической связи: длина, энергия, направленность. Валентный угол.

26. Метод валентных связей (МВС). Физическая идея метода: образование двуцентровых двухэлектронных связей, принцип максимального перекрывания атомных орбиталей МП АО.

27. Типы кристаллических решеток, образуемых веществами с ковалентной связью в молекулах. Свойства этих веществ.

28. Ковалентная связь. Квантово - механическая трактовка образования ковалентной связи.

29. Насыщаемость ковалентной связи. Ковалентности элементов 1-3 периодов. Их максимальная ковалентность, Кратность (порядок) связи, α- и π-связи.

30. Направленность ковалентной связи. Теория направленных валентностей. Гибридизация атомных орбиталей (АО). Условия устойчивости гибридизации атомных орбиталей. Типы гибридизации и геометрия молекул.

31. Два механизма образования ковалентной связи: обобщение неспаренных электронов и донорно-акцепторный механизм.

32. Полярность связей и полярность молекул в целом. Поляризуемость ковалентной связи. Зависимость поляризуемости связи от её длины.

33. Метод молекулярных орбиталей (ММО). Физическая идея метода: делокализация электронной плотности между всеми ядрами. Молекулярнаяорбиталь как линейная комбинация атомных орбиталей.

34. Метод ЛКАО МО, α- и π-молекулярные орбитали как линейная комбинация *s*- и *p*-атомных орбиталей. Связывающие и разрыхляющие МО.

35. Принципы заполнения молекулярных орбиталей. Энергетические диаграммы и символические электронные формулы молекул. Формальный порядок связи.

36. Гомонуклеарные молекулы, образованные элементами I и II периодов. Зависимость кратности, прочности и длины связи, а также магнитных свойств от характера заполнения МО в этих молекулах.

37. Гетеронуклеарные двухатомные молекулы, образуемые элементами II периода. Оксид углерода(II), оксид азота(II). Вклад АО разных по электроотрицательности элементов в связывающие и разрыхляющие молекулярные орбитали. Сравнениеметодов ВС и МО.

38. Многоатомные гетеронуклеарные молекулы. Несвязывающие орбитали.

39. Ионная связь. Свойства ионной связи. Катионы и анионы в молекулах и твердых телах. Областьприменимости ионной модели.

40. Ионные кристаллические решетки. Свойства веществ с ионным типом связи.

41. Металлическая связь. Металлические кристаллические решетки и физические свойства металлов. Особенности электронного строения атомов элементов, способных к образованию металлической связи.

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

43.Окислительно-восстановительные реакции. Степень окисления. Электронная теория окисления. Окисление и восстановление. Классификация окислительно-восстановительных реакций. Окислители и восстановители.

44.Правила составления уравнений окислительно-восстановительных реакций. Методы электронного баланса и электронно-ионный. Направленность окислительно-восстановительных реакций. Рольсреды в протекании окислительно-восстановительных реакций.

45. Электролиз как окислительно-восстановительный процесс. Электролиз расплавов и растворов солей.

46. Взаимодействие металлов с кислотами и солями как окислительно-восстановительный процесс. Стандартные электрохимические потенциалы.Электрохимический ряд напряжений металлов.

47. Тепловой эффект химической реакции и термохимические расчеты. Энтальпия. Закон Гесса. Направленность химических реакций. Энтропия и свободная энергия системы.

48. Скорость химической реакции. Истинная и средняя скорость реакции. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ. Закон действия масс (для гомогенных и гетерогенных систем). Константа скорости реакции. Влияние фактора поверхности на скорость реакции в гетерогенной среде.

49. Зависимость скорости реакции от температуры, температурный коэффициент. Понятие об активных молекулах и энергии активации процесса.

50.Катализ. Гомогенный и гетерогенный катализ. Влияние катализаторов на скорость реакции.

51. Обратимые и необратимые химические реакции. Химическое равновесие. Константа химического равновесия. Направленность химических реакций.

52. Принцип Ле Шателье. Смещение химического равновесия при изменении концентраций реагирующих веществ, давления и температуры.

53.Растворимость твердых веществ в воде. Коэффициент растворимости и его зависимость от температуры. Насыщенные растворы. Пересыщенные растворы. Кристаллизация твердых веществ из растворов..

54. Растворимость газов. Зависимость растворимости газов от температуры и их парциального давления.

55. Электролиты и неэлектролиты. Основные положения теории электролитической диссоциации. Зависимость характера диссоциации от полярности связи в молекуле. Ионизирующая роль растворителя. Гидратация ионов. Механизмы диссоциации веществ с различным типом химической связи. Ступенчатая диссоциация.

56. Степень электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Факторы; влияющиена степень диссоциации.

57. Применение закона действия масс к процессу диссоциации слабых электролитов; константа диссоциации. Смещение равновесия диссоциацииислабых электролитов.

58. Ионное произведение воды. Влияние температуры на процесс диссоциации воды. Концентрацияионов водорода в растворах. Водородный показатель.

59. Основный и кислотный типы диссоциации гидроксидов. Амфотерные гидроксиды.

60. Гидролиз солей и бинарных соединений. Различные случаи гидролиза солей. Реакция среды в водных растворах солей.

61. Обратимый и необратимый гидролизы солей. Гидролиз солей с позиций протолитической теории. Степень и константа гидролиза. Полный гидролиз. Роль гидролиза в биологических, химических и геологических процессах.

62. Понятие о комплексных соединениях. Основные положения координационной теории А. Вернера. Комплексообразователь и лиганды. Внешняя и внутренняя сферы комплексов. Характеристика лигандов. Координационное число комплексообразователя. Заряд комплексного иона. Номенклатура комплексных соединений.

63. Основные классы комплексных соединений. Гидраты (аквакомплексы). Кристаллогидраты как частный случай аквакомплексов. Ониевые ионы. Аммиакаты. Ацидокомплексы. Двойные соли как частный случай ацидокомплексов. Изомерия комплексных соединений. Гидратная и координационная изомерия. *Цис-* и *транс-* изомерия.

64. Природа химической связи в комплексных соединениях. Рассмотрение ее с позиций метода валентных связей. Теория кристаллического поля и поля лигандов в теории химической связи комплексных соединений.

65. Электролитическая диссоциация комплексных соединений. Константы нестойкости. Образование и разрушение комплексных ионов в растворах.

66. Коррозия металлов и сплавов. Виды коррозии по механизму. Электрохимическая коррозия в разных средах. Значение знания механизма коррозии.

II СЕМЕСТР

1. Водород. Строение атома водорода. Положение водорода в периодической системе химических элементов. Изотопы водорода. Строение молекулы водорода. Физические и химические свойства водорода. Соединения водорода с металлами и неметаллами, их кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства.

2. Галогены**.** Общая характеристика атомов элементов и простых веществ. Взаимодействия галогенов с водородом. Галогеноводороды. Получение, свойства и применение.

3. Галогеноводородные кислоты, их соли. Сравнительная характеристика силы галогеноводородных кислот и восстановительных свойств их анионов. Направленность реакций между галогенами и веществами, содержащими галогенид-ионы.

4. Фтор. Распространение фтора в природе, способы получения. Физические и химические свойства фтора. Соединения фтора с металлами и неметаллами. Фтороводород, получение и свойства. Фтороводородная кислота, фториды. Фторид кислорода. Применение фтора и его соединений.

5. Хлор. Нахождение в природе, изотопы. Получение хлора, его физические и химические свойства. Применение хлора и его соединений. Охрана окружающей среды от загрязнения хлором.

6. Хлороводород, соляная кислота: промышленные и лабораторные способы получения. Соединения хлора с металлами, физические и химические свойства соединений, применение. Взаимодействие хлора с водой, щелочами и другими сложными веществами.

7. Кислородные соединения хлора: оксиды, соли. Гипохлориты, белильная известь. Хлориты, хлораты, перхлораты.

8. Хлорноватистая, хлорноватая, хлористая и хлорная кислоты. Сравнение силы, прочности и окислительных свойств оксокислот хлора, стереохимия их анионов.

9. Бром. Йод. Распространение в природе, получение в лаборатории и в промышленности. Физические и химические свойства брома и йода. Сравнительная характеристика оксокислот галогенов с одинаковыми степенями окисления кислотообразующих элементов.

10. Кислород. Изотопы кислорода. Строение молекулы кислорода, его парамагнетизм. Физические и химические свойства кислорода. Роль кислорода в природе. Аллотропия кислорода. Озон. Химические свойства озона, его получение, образование в природе.

11. Азотная кислота. Электронное строение и геометрия молекулы. Химические свойства азотной кислоты: взаимодействие с металлами и неметаллами концентрированной и разбавленной азотной кислоты. Нитраты. Термическое разложение нитратов.

12. Водородные соединения кислорода. Вода и пероксид водорода, состав и электронное строение их молекул. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства пероксида водорода. Пероксиды металлов, их получение, свойства и применение.

13. Сера. Сера в природе. Аллотропия серы. Физические и химические свойства серы. Сероводород, его строение, физические и химические свойства, физиологическое действие сероводорода, его ПДК. Сероводородная кислота и сульфиды, их восстановительные свойства. Гидролиз сульфидов.

14. Селен и теллур. Распространение в природе и их получение. Аллотропия селена и теллура. Физические и химические свойства. Соединения с водородом и металлами. Характеристические соединения : ди- и триоксиды селена и теллура, селен- и теллурсодержащие кислоты, их соли.

15. Оксид серы (IV): его физические и химические свойства, лабораторные и промышленные способы получения. Физиологическое действие и ПДК. Химические свойства сернистой кислоты и сульфитов. Тиосерная кислота и тиосульфаты, их применение и свойства.

16. Оксид серы (VI), его физические и химические свойства. Серная кислота. Свойства концентрированной и разбавленной серной кислоты. Соли серной кислоты, их нахождение в природе, свойства и применение.

17. Азот. Азот в природе. Строение молекулы азота и причины ее устойчивости. Физические и химические свойства азота. Нитриды металлов. Азотистоводородная кислота и азиды.

18. Аммиак. Электронное строение и геометрия молекулы. Физические и химические свойства аммиака. Соли аммония, их структура и свойства. Гидразин. Гидроксиламин. Строение молекул и окислительно-восстановительное свойства водородных соединений азота.

19. Кислородные соединения азота. Оксиды азота: строение молекул, устойчивость, получение и свойства. Азотистая кислота, нитриты.

20. Распространение в природе, получение и полиморфизм мышьяка. Физические и химические свойства. Арсин, геометрия молекулы и химические свойства. Оксиды мышьяка, его кислородные кислоты и соли. Сравнение свойств мышьяка и его соединений с аналогами фосфора и азота.

21. Фосфор.Важнейшие природные соединения фосфора, получение. Аллотропия фосфора. Физические и химические свойства фосфора. Бинарные соединения с металлами и неметаллами. Сравнение геометрии молекул и свойств фосфина и аммиака.

22. Кислородные соединения фосфора. Оксиды фосфора. Оксофосфорные кислоты. Соли ортофосфорной кислоты, их практическое применение. Биологическая роль фосфора, фосфорные удобрения.

23. Углерод.Углерод в природе. Аллотропия углерода: алмаз, графит, карбин. Характер гибридизации атомных орбиталей углерода в аллотропных формах. Химические свойства углерода. Практическое использование восстановительных свойств углерода. Водородные соединения углерода. Углерод в органических соединениях. Карбиды металлов, их общая характеристика.

24. Кислородные соединения углерода. Оксид углерода (II), строение, физические и химические свойства. Оксид углерода (IV), строение его молекулы, физические и химические свойства. Промышленные и лабораторные способы получения.

25. Угольная кислота. Карбонаты и гидрокарбонаты, растворимость, гидролиз, термическая устойчивость.

26. Кремний и его соединения. Промышленные и лабораторные способы получения кремния и его применение. Водородные соединения кремния, их отличие от углеводородов. Силициды металлов. Диоксид кремния. Кремниевые кислоты. Силикаты.

27. Основные виды руд, их обогащение. Важнейшие методы получения металлов из руд.

28. Возможности получения металлов электролизом растворов и расплавов.

29. Общие химические свойства металлов. Электрохимический механизм взаимодействия металлов с водой и водными растворами электролитов.

30. Общая характеристика атомов элементов главной подгруппы I группы. Физические и химические свойства щелочных металлов. Способы получения щелочных металлов. Правила хранения и техника безопасности при работе со щелочными металлами.

31. Важнейшие бинарные соединения щелочных металлов: гидриды, оксиды, пероксиды, галогениды, сульфиды. Их взаимодействие с водой. Гидроксиды. Меры предосторожности при работе со щелочами. Соли щелочных металлов. Физические и химические свойства. Гидролиз солей.

32. Медь. Физические и химические свойства меди. Нахождение в природе и способы получения. Важнейшие соединения меди: оксиды, гидроксиды, соли. Комплексные соединения меди. Окислительно-восстановительные свойства соединений меди.

33. Серебро. Физические и химические свойства серебра. Важнейшие соединения серебра: оксиды, гидроксиды, соли. Комплексные соединения серебра. Окислительно-восстановительные свойства соединений серебра.

34. Общая характеристика атомов элементов главной подгруппы II группы. История открытия элементов главной подгруппы II группы. Распространенность в земной коре, изотопный состав, важнейшие природные соединения. Физические и химические свойства простых веществ. Поведение металлов в реальных атмосферных условиях. Правила хранения щелочноземельных металлов, меры предосторожности при работе с ними.

35. Важнейшие бинарные соединения щелочноземельных металлов; гидриды, оксиды, пероксиды, галогениды, сульфиды. Их взаимодействие с водой.

36. Гидроксиды металлов II группы главной подгруппы. Негашеная и гашеная известь. Свойства, получение и применение. Жесткость воды и способы её устранения.

37. Цинк. Нахождение в природе. Физические и химические свойства. Способы получения и применение в технике. Соединения цинка: оксиды, гидроксиды, соли.

38. Кадмий. Нахождение в природе. Физические и химические свойства. Способы получения и применение в технике. Соединения кадмия: оксиды, гидроксиды, соли.

39. Ртуть. Нахождение в природе. Физические и химические свойства. Способы получения и применение в технике и других областях. Соединения ртути : оксиды, гидроксиды, соли. Техника безопасности при работе с ртутью и её соединениями.

40. Алюминий. История открытия. Распространенность в земной коре, важнейшие природные соединения. Физические и химические свойства алюминия, его получение. Применение алюминия и его сплавов. Оксид алюминия, физические и химические свойства. Алюминотермия.

41. Гидроксид алюминия, химические свойства. Соли алюминия. Гидролиз солей. Химические свойства и применение. Гидроксоалюминаты.

42. Галлий, индий, таллий. Физические и химические свойства простых веществ, их практическое применение. Важнейшие соединения : оксиды, гидроксиды, соли.

43. Общая характеристика атомов элементов побочной подгруппы III группы. Физические и химические свойства простых веществ. История открытия и нахождение элементов в природе. Оксиды, гидроксиды и соли элементов побочной подгруппы III группы. Сравнение свойств элементов главной и побочной подгрупп III группы.

44. Олово, аллотропные формы. Физические и химические свойства. Оксиды и гидроксиды, их кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. α- и β-оловянные кислоты. Восстановительные свойства соединений олова (II). Применение и получение олова.

45. Свинец и его соединения. Получение, физические и химические свойства. Аллотропия свинца и его соединений.

46. Общая характеристика атомов элементов побочной подгруппы IV группы. Физические и химические свойств простых веществ, их использование. Химизм их получения из природных соединений. Применение титана, циркония, гафния и их соединений.

47. Оксиды, гидроксиды и соли элементов побочной подгруппы IV группы. Применение этих соединений. Сравнение свойств элементов главной и побочной подгрупп.

48. Сурьма, висмут. Сравнение физических и химических свойств сурьмы и висмута. Оксиды, гидроксиды и галогениды сурьмы и висмута. Гидролиз солей сурьмы и висмута. Сравнение окислительно-восстановительных свойств соединений сурьмы и висмута.

49. Ванадий, ниобий, тантал. Общая характеристика атомов элементов, физических и химических свойств простых веществ. Способы их получения. Оксиды, гидроксиды, соли элементов побочной подгруппы V группы. Сравнение свойств элементов главной и побочной подгрупп V группы.

50. Хром. Строение атома. Возможные степени окисления. Природные соединения хрома. Получение и применение хрома и феррохрома.

51. Оксид, гидроксид и соли хрома (II). Получение, физические и химические свойства.

52. Оксид, гидроксид и соли хрома (III). Получение, физические и химические свойства. Гидроксо- и оксохроматы. Комплексные соединения хрома (III). Окислительно-восстановительные свойства соединений хрома (III).

53. Зависимость кислотно-основных свойств оксидов и гидроксидов хрома от величины условных зарядов и радиусов соответствующих ионов.

54. Хромовые кислоты, их свойства. Хроматы и дихроматы, условия их существования. Соединения хрома (VI) как окислителя. Хромовая смесь.

55. Молибден и вольфрам. Получение из природных соединений. Оксиды и гидроксиды молибдена и вольфрама. Молибденовая и вольфрамовая кислоты и их соли.

56. Марганец. Получение и применение марганца. Сплавы марганца. Зависимость свойств оксидов и гидроксидов от степени окисления марганца.

57. Соединения марганца высших степеней окисления. Марганцевая и марганцовистая кислота. Манганаты и перманганаты. Зависимость окислительных свойств перманганатов от pH среды.

58. Железо. Соединения железа. Сравнение свойств соединений железа II и III. Комплексные соединения железа.

59. Кобальт. Важнейшие соединения кобальта. Сравнение свойств соединений кобальта II и III. Комплексные соединения кобальта.

60. Никель. Важнейшие соединения никеля. Сравнение свойств соединений никеля II и III. Комплексные соединения никеля.

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

I СЕМЕСТР

Тесты содержат следующие типы заданий

Тип задания	№ задания	Вес задания (балл)	Результат оценивания (баллы, полученные за выполнение задания / характеристика правильности ответа)
задания закрытого типа с выбором одного правильного (1 из 4)	1, 2, 3	1 балл	1 б - полное правильное соответствие; 0 б - остальные случаи
задания закрытого	4, 5, 6, 7	2 балла	2 б – полное правильное соответствие (по-

типа с выбором нескольких правильных ответов (3 из 6)			следовательность вариантов ответа может быть любой); 1 б – если допущена одна ошибка / ответ правильный, но не полный; 0 б – остальные случаи
задания закрытого типа на установление соответствия (4 на 4)	8, 9	2 балла	2 б – полное правильное соответствие; 1 б – если допущена одна ошибка / ответ правильный, но не полный; 0 б – остальные случаи
задание закрытого типа на установление последовательности	10, 11	2 балла	2 б – полное правильное соответствие; 1 б – если допущена одна ошибка / ответ правильный, но не полный; 0 б – остальные случаи
задания открытого типа с кратким ответом	12, 13	3 балла	3 б – полное правильное соответствие; 0 б – остальные случаи.
задания открытого типа с развернутым ответом	14, 15	5 баллов	5 б – полное правильное соответствие; если допущена одна ошибка/неточность / ответ правильный, но не полный - 3 балла; если допущено более одной ошибки / ответ неправильный / ответ отсутствует – 0 баллов

Компетенция	Индикаторы достижения
-УК-1. Способен осуществлять поиск, критический анализ и синтез информации, применять системный подход для решения поставленных задач.	• УК-1.1 Анализирует задачу, выделяя ее базовые составляющие. • УК-1.2 Определяет, интерпретирует и ранжирует информацию, требуемую для решения поставленной задачи. • УК-1.3 Осуществляет поиск информации для решения поставленной задачи по различным типам запросов. • УК-1.4 При обработке информации отличает факты от мнений, интерпретаций, оценок, формирует собственные мнения и суждения, аргументирует свои выводы и точку зрения, в том числе с применением философского понятийного аппарата. •УК-1.5 Рассматривает и предлагает возможные варианты решения поставленной задачи, оценивая их достоинства и недостатки.

Задание 1. При титровании 20,0 мл раствора HCl раствором NaOH (0,1 М) изменение окраски фенолфталеина произошло после добавления 25,0 мл щелочи. Какова концентрация HCl?

1. 0,125 М
2. 0,100 М
3. 0,080 М
4. 0,150 М

Ответ: 1

Задание 2. При проведении реакции нейтрализации температура раствора повысилась с 20°С до 26°С. Какой вывод можно сделать о тепловом эффекте реакции?

1. Реакция экзотермическая
2. Реакция эндотермическая
3. Тепловой эффект отсутствует
4. Измерения проведены неверно

Ответ: 1

Задание 3. При приготовлении 10% раствора NaCl студент взял 10 г соли и 100 г воды. Какая массовая доля раствора получилась фактически?

1. 9,1%
2. 10,0%
3. 11,1%
4. 12,5%

Ответ: 1

Задание 4. При анализе результатов окислительно-восстановительной реакции какие параметры следует учитывать для ее интерпретации? (Выберите 3 варианта)

1. Изменение цвета раствора
2. Выделение газа
3. Масса исходных реагентов
4. pH среды
5. Цвет исходных реагентов
6. Температура помещения

Ответ: 1, 2, 4

Задание 5. Какие выводы можно сделать из результатов измерения электропроводности растворов? (Выберите 3 варианта)

1. Степень диссоциации электролита
2. Концентрация ионов в растворе
3. Цвет раствора
4. Наличие посторонних примесей
5. Вязкость раствора
6. Температура кипения

Ответ: 1, 2, 4

Задание 6. При анализе результатов определения растворимости вещества, какие данные необходимы для расчета? (Выберите 3 варианта)

1. Масса насыщенного раствора
2. Масса сухого остатка после выпаривания
3. Температура опыта
4. Цвет раствора
5. Время выпаривания
6. Давление

Ответ: 1, 2, 3

Задание 7. При интерпретации результатов качественного анализа на катионы, какие факторы могут повлиять на достоверность? (Выберите 3 варианта)

1. Концентрация анализируемого раствора
2. pH среды
3. Наличие мешающих ионов
4. Цвет осадка
5. Температура раствора
6. Освещение в лаборатории
   Ответ: 1, 2, 3

Задание 8. Установите соответствие между экспериментальным фактом и выводом:

Раствор проводит электрический ток : Присутствуют ионы
Раствор окрашивает пламя в желтый цвет : Присутствуют ионы натрия
Раствор меняет окраску лакмуса на красный : Кислая среда
При нагревании раствора выпадает осадок : Уменьшение растворимости с ростом температуры

Задание 9. Установите соответствие между результатом эксперимента и его интерпретацией:

Появление синего окрашивания с крахмалом : Наличие иода
Выпадение белого осадка при добавлении $BaCl_2$: Наличие сульфат-ионов
Выделение бесцветного газа с запахом тухлых яиц : Наличие сульфид-ионов
Растворение осадка в избытке аммиака : Наличие ионов серебра

Задание 10. Восстановите последовательность этапов обработки результатов количественного анализа:

1 : Проведение серии измерений
2 : Расчет среднего значения
3 : Определение погрешности
4 : Формулирование вывода о точности

Задание 11. Восстановите последовательность действий при анализе результатов титрования:

1 : Запись объема титранта в точке эквивалентности
2 : Расчет концентрации анализируемого вещества
3 : Оценка точности титрования
4 : Сравнение с паспортными данными

Задание 12. Величина, характеризующая отклонение результата измерения от истинного значения, называется _____.
Ответ: погрешность

Задание 13. Отношение массы вещества, фактически полученной в эксперименте, к теоретически возможной массе, выраженное в процентах, называется _____.
Ответ: выход

Задание 14. При исследовании влияния температуры на скорость реакции разложения пероксида водорода получены данные: при 20°C время разложения 50 мл раствора составило 120 с, при 30°C – 60 с, при 40°C – 30 с. Рассчитайте температурный коэффициент реакции. Проанализируйте полученные результаты.

Ответ: Температурный коэффициент $\gamma = (60/120) / 10°C = 2$ (или по другим парам точек). Это означает, что скорость реакции увеличивается в 2 раза при повышении температуры на 10°C, что соответствует правилу Вант-Гоффа.

Задание 15. При изучении комплексообразования ионов меди с аммиаком было установлено, что с увеличением концентрации аммиака окраска раствора меняется от голубой до интенсивно-синей. Объясните это явление на основе координационной теории Вернера. Какие практические выводы можно сделать из этих наблюдений?
Ответ: Изменение окраски связано с образованием различных комплексов: $[Cu(H_2O)_4]^{2+}$ (голубой) → $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$ (интенсивно-синий). Это демонстрирует переход аквакомплекса в аммиакат (аммиачный комплекс). Практический вывод: аммиак можно использовать как аналитический реагент для обнаружения ионов меди.

Компетенция	Индикаторы достижения
- **ОПК-1.** Способен анализировать и интерпретировать результаты химических экспериментов, наблюдений и измерений	• ОПК-1.1 Систематизирует и анализирует результаты химических экспериментов, наблюдений, измерений, а также результаты расчетов свойств веществ и материалов. • ОПК-1.2 Предлагает интепретацию результатов собственных экспериментов и расчетно-теоретических работ с использованием теоретических основ традиционных и новых разделов химии. • ОПК-1.3 Формулирует заключения и выводы по результатам анализа литературных данных, собственных экспериментальных и расчетно-теоретических работ химической направленности.

Задание 1. Как называется реакция обмена между кислотой и основанием с образованием соли и воды?
1. Окислительно-восстановительная
2. Реакция нейтрализации
3. Реакция замещения
4. Реакция соединения

Ответ: 2

Задание 2. Какой тип химической связи возникает между атомами с большой разностью электроотрицательностей?
1. Ковалентная неполярная
2. Ковалентная полярная
3. Ионная
4. Металлическая

Ответ: 3

Задание 3. Какой процесс сопровождается увеличением степени окисления элемента?
1. Восстановление
2. Окисление
3. Гидратация
4. Диссоциация

Ответ: 2

Задание 4. Какие из перечисленных величин используются для выражения состава растворов? (Выберите 3 варианта)

1. Массовая доля
2. Молярная концентрация
3. Температура кипения
4. Нормальная концентрация
5. Плотность
6. Цвет

Ответ: 1, 2, 4

Задание 5. Какие из перечисленных реакций относятся к окислительно-восстановительным? (Выберите 3 варианта)

1. Нейтрализация
2. Горение
3. Разложение перманганата калия
4. Гидролиз
5. Взаимодействие цинка с кислотой
6. Гидратация

Ответ: 2, 3, 5

Задание 6. Какие из перечисленных факторов влияют на скорость химической реакции? (Выберите 3 варианта)

1. Концентрация реагентов
2. Температура
3. Природа растворителя
4. Цвет реагентов
5. Катализатор
6. Запах продуктов

Ответ: 1, 2, 5

Задание 7. Какие из перечисленных веществ являются амфотерными? (Выберите 3 варианта)

1. ZnO
2. $NaOH$
3. Al_2O_3
4. HCl
5. H_2SO_4
6. Cr_2O_3

Ответ: 1, 3, 6

Задание 8. Установите соответствие между классом соединений и примером:

Основной оксид : CaO
Кислотный оксид : SO_2
Амфотерный оксид : Al_2O_3
Несолеобразующий оксид : CO

Задание 9. Установите соответствие между комплексным соединением и его типом:

$K_4[Fe(CN)_6]$: Комплексная соль
$[Cu(NH_3)_4]SO_4$: Аммиакат
$Na_3[AlF_6]$: Ацидокомплекс
$CaCl_2 \cdot 6H_2O$: Кристаллогидрат

Задание 10. Расположите в правильном порядке этапы приготовления раствора заданной концентрации:
1 : Расчет массы вещества
2 : Взвешивание вещества
3 : Растворение в мерной колбе
4 : Доведение до метки

Задание 11. Расположите в правильном порядке этапы составления уравнения окислительно-восстановительной реакции методом электронного баланса:
1 : Определение степеней окисления
2 : Составление полуреакций окисления и восстановления
3 : Уравнивание числа электронов
4 : Расстановка коэффициентов

Задание 12. Процесс распада электролита на ионы в растворе называется _____.
Ответ: диссоциация

Задание 13. Соединения, содержащие комплексный ион, называются _____.
Ответ: комплексные

Задание 14. Объясните, как влияет реакция среды на протекание окислительно-восстановительных реакций с участием перманганата калия.
Ответ: В кислой среде перманганат восстанавливается до Mn^{2+}, в нейтральной – до MnO_2, в щелочной – до MnO_4^{2-}.

Задание 15. Опишите, как можно экспериментально определить направление протекания реакции между металлом и раствором соли другого металла.
Ответ: Используют ряд активности металлов. Если металл в ряду стоит левее, он может вытеснять металл, стоящий правее, из раствора его соли. Например, цинк вытесняет медь из раствора $CuSO_4$, что наблюдается по изменению цвета раствора и образованию меди.

Компетенция	Индикаторы достижения
- **ОПК-2.** Способен проводить с соблюдением норм техники безопасности химический эксперимент, включая синтез, анализ, изучение структуры и свойств веществ и материалов, исследование процессов с их участием	• ОПК-2.1 Работает с химическими веществами с соблюдением норм техники безопасности. • ОПК-2.2 Синтезирует вещества и материалы разной природы с использованием имеющихся методик. • ОПК-2.3 Проводит стандартные операции для определения химического и фазового состава веществ и материалов на их основе. • ОПК-2.4 Исследует свойства веществ и материалов с использованием серийного научного оборудования.

Задание 1. При работе с концентрированной серной кислотой необходимо использовать:
1. Резиновые перчатки и защитные очки
2. Только хлопчатобумажный халат
3. Только вытяжной шкаф

4. Лабораторный фартук из полиэтилена
Ответ: 1

Задание 2. Для безопасного нагрева жидкости в пробирке следует:
1. Направлять отверстие пробирки на себя
2. Нагревать дно пробирки
3. Нагревать верхнюю часть пробирки
4. Направлять отверстие пробирки в сторону от себя и окружающих
Ответ: 4

Задание 3. При попадании щелочи на кожу необходимо:
1. Протереть сухой тканью
2. Промыть большим количеством воды, затем слабым раствором уксусной кислоты
3. Нейтрализовать концентрированной кислотой
4. Посыпать сухим порошком
Ответ: 2

Задание 4. Какие меры безопасности необходимо соблюдать при проведении синтеза с выделением токсичных газов? (Выберите 3 варианта)
1. Работа в вытяжном шкафу
2. Использование противогаза
3. Наличие газовой маски
4. Закрытые окна в лаборатории
5. Работа без вентиляции
6. Использование респиратора
Ответ: 1, 2, 6

Задание 5. Какие операции входят в методику синтеза комплексных соединений? (Выберите 3 варианта)
1. Смешивание растворов реагентов
2. Нагревание на водяной бане
3. Фильтрование полученного осадка
4. Взрывные работы
5. Нагревание открытым пламенем
6. Работа без защиты
Ответ: 1, 2, 3

Задание 6. Какие правила техники безопасности необходимо соблюдать при работе с электрооборудованием? (Выберите 3 варианта)
1. Проверка исправности изоляции
2. Работа мокрыми руками
3. Использование удлинителей с поврежденной изоляцией
4. Заземление приборов
5. Отключение от сети после работы
6. Ремонт включенных приборов
Ответ: 1, 4, 5

Задание 7. Какие меры предосторожности необходимы при работе с легковоспламеняющимися жидкостями? (Выберите 3 варианта)
1. Хранение вдали от источников огня
2. Использование на водяной бане

3. Нагревание на открытом огне
4. Работа в вытяжном шкафу
5. Использование стеклянной посуды без трещин
6. Хранение в холодильнике
Ответ: 1, 2, 4

Задание 8. Установите соответствие между операцией и применяемым оборудованием:
1. Точное измерение объема — Мерная колба
2. Фильтрование осадка — Воронка и фильтр
3. Нагревание при постоянной температуре — Водяная баня
4. Измельчение твердых веществ — Фарфоровая ступка

Задание 9. Установите соответствие между реактивом и мерой предосторожности:
1. Концентрированная серная кислота — Работа в перчатках и очках
2. Аммиак — Работа в вытяжном шкафу
3. Бензол — Защита от открытого огня
4. Фтороводород — Использование платиновой посуды

Задание 10. Восстановите последовательность этапов приготовления стандартного раствора:
1 : Взвешивание навески на аналитических весах
2 : Перенос навески в мерную колбу
3 : Растворение в дистиллированной воде
4 : Доведение объема до метки
Ответ: 1234

Задание 11. Расположите в правильном порядке этапы определения температуры плавления:
1 : Заполнение капилляра веществом
2 : Закрепление капилляра у термометра
3 : Нагревание прибора
4 : Отсчет температуры плавления
Ответ: 1234

Задание 12. Прибор для измерения плотности жидкостей называется _____.
Ответ: ареометр

Задание 13. Защитное устройство для работы с летучими веществами называется _____ шкаф.
Ответ: вытяжной

Задание 14.
Опишите последовательность действий и меры безопасности при синтезе хлорида аммония из аммиака и хлороводорода в лабораторных условиях.
Ответ: 1. Работа в вытяжном шкафу. 2. Использование защитных очков и перчаток. 3. Подача газов через газоподводящие трубки в колбу. 4. Контроль скорости подачи газов. 5. Наблюдение за образованием белого дыма (NH_4Cl). 6. Сбор продукта на фильтре. 7. Промывка и сушка.

Задание 15.
Опишите технику безопасности при работе с металлическим натрием. Какие операции запрещены и какие средства защиты необходимы?
Ответ: Запрещено: контакт с водой, хранение на воздухе, работа без защиты. Необходимо: защитные очки, перчатки, вытяжной шкаф, пинцет для работы, хранение в керосине. Утилизация остатков натрия — обработка спиртом.

Компетенция	Индикаторы достижения
- **ПК-1.** Владеет системой фундаментальных химических понятий и законов	• ПК-1.1 Понимает основные принципы, законы, методологию изучаемых химических дисциплин, теоретические основы физических и физико-химических методов исследования; • ПК-1.2 Использует фундаментальные химические понятия в своей профессиональной деятельности; • ПК-1.3 Интерпретирует полученные результаты, используя базовые понятия химических дисциплин.

Задание 1. Какой закон химии устанавливает, что массы веществ, вступающих в химическую реакцию, равны массам веществ, образующихся в результате реакции?
1. Закон постоянства состава
2. Закон Авогадро
3. Закон сохранения массы
4. Закон кратных отношений
Ответ: 3

Задание 2. Какой принцип позволяет предсказать направление смещения химического равновесия при изменении условий?
1. Правило Вант-Гоффа
2. Принцип Ле Шателье
3. Закон действующих масс
4. Правило октета
Ответ: 2

Задание 3. Какой закон описывает зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ?
1. Закон Фарадея
2. Закон действующих масс
3. Закон Рауля
4. Закон Генри
Ответ: 2

Задание 4. Какие из перечисленных понятий используются для описания химической связи? (Выберите 3 варианта)
1. Валентность
2. Степень окисления
3. Электроотрицательность
4. Молярная масса
5. Координационное число

6. Число Авогадро
Ответ: 1, 3, 5

Задание 5. Какие из перечисленных принципов лежат в основе периодической системы? (Выберите 3 варианта)
1. Периодичность свойств элементов
2. Заряд атомного ядра
3. Строение электронных оболочек
4. Атомный радиус
5. Температура плавления
6. Цвет соединений
Ответ: 1, 2, 3

Задание 6. Какие из перечисленных принципов используются при расчётах по уравнениям химических реакций? (Выберите 3 варианта)
1. Закон сохранения массы
2. Закон эквивалентов
3. Закон Авогадро
4. Закон Рауля
5. Правило Вант-Гоффа
6. Принцип Ле Шателье
Ответ: 1, 2, 3

Задание 7. Какие из перечисленных понятий используются в координационной химии? (Выберите 3 варианта)
1. Комплексообразователь
2. Лиганды
3. Координационное число
4. Степень окисления
5. Электроотрицательность
6. Валентность
Ответ: 1, 2, 3

Задание 8. Установите соответствие между законом и его формулировкой:
1. Закон сохранения массы — Масса веществ до реакции равна массе веществ после реакции
2. Закон постоянства состава — Каждое химическое соединение имеет постоянный качественный и количественный состав
3. Закон Авогадро — В равных объёмах газов при одинаковых условиях содержится одинаковое число молекул
4. Закон эквивалентов — Массы реагирующих веществ пропорциональны их эквивалентным массам

Задание 9. Установите соответствие между понятием и его определением:
1. Моль — Количество вещества, содержащее число частиц, равное числу Авогадро
2. Молярная масса — Масса одного моля вещества
3. Число Авогадро — Число частиц в одном моле вещества
4. Концентрация — Количество растворённого вещества в единице объёма раствора

Задание 10. Расположите в правильном порядке этапы развития атомно-молекулярного учения:
1 : Атомистика Демокрита

2 : Работы Ломоносова
3 : Атомная теория Дальтона
4 : Современная квантовая теория
Ответ: 1234

Задание 11. Расположите в правильном порядке этапы развития координационной химии:
1 : Эмпирическое изучение комплексных соединений
2 : Координационная теория Вернера
3 : Теория кристаллического поля
4 : Теория поля лигандов
Ответ: 1234

Задание 12. Совокупность атомов с определённым ядерным зарядом называется химический _____.
Ответ: элемент

Задание 13. Вещества, ускоряющие химическую реакцию, но не расходующиеся в процессе, называются _____.
Ответ: катализаторы

Задание 14. Объясните, как закон Авогадро используется для определения молекулярной массы газа. Приведите пример расчёта.
Ответ: Согласно закону Авогадро, 1 моль любого газа при нормальных условиях занимает объём 22,4 л. Зная массу определённого объёма газа, можно рассчитать его молярную массу: $M = (m \cdot 22{,}4) / V$. Например, если 1,12 л газа имеют массу 2,2 г, то $M = (2{,}2 \cdot 22{,}4) / 1{,}12 = 44$ г/моль, что соответствует CO_2.

Задание 15. Опишите применение закона действующих масс для расчёта константы равновесия реакции синтеза аммиака. Как изменится равновесие при увеличении давления?
Ответ: Для реакции $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$ константа равновесия $K = [NH_3]^2 / ([N_2][H_2]^3)$. Согласно принципу Ле Шателье, при увеличении давления равновесие сместится в сторону уменьшения объёма, то есть вправо (так как слева 4 моля газов, а справа — 2).

II СЕМЕСТР

Тесты содержат следующие типы заданий

Тип задания	№ задания	Вес задания (балл)	Результат оценивания (баллы, полученные за выполнение задания / характеристика правильности ответа)
задания закрытого типа с выбором одного правильного (1 из 4)	1, 2, 3	1 балл	1 б - полное правильное соответствие; 0 б - остальные случаи
задания закрытого типа с выбором нескольких правильных ответов (3 из 6)	4, 5, 6, 7	2 балла	2 б – полное правильное соответствие (последовательность вариантов ответа может быть любой); 1 б – если допущена одна ошибка / ответ правильный, но не полный; 0 б – остальные случаи
задания закрытого типа на установление	8, 9	2 балла	2 б – полное правильное соответствие; 1 б – если допущена одна ошибка / ответ

соответствия (4 на 4)			правильный, но не полный; 0 б – остальные случаи
задание закрытого типа на установление последовательности	10, 11	2 балла	2 б – полное правильное соответствие; 1 б – если допущена одна ошибка / ответ правильный, но не полный; 0 б – остальные случаи
задания открытого типа с кратким ответом	12, 13	3 балла	3 б – полное правильное соответствие; 0 б – остальные случаи.
задания открытого типа с развернутым ответом	14, 15	5 баллов	5 б – полное правильное соответствие; если допущена одна ошибка/неточность / ответ правильный, но не полный - 3 балла; если допущено более одной ошибки / ответ неправильный / ответ отсутствует – 0 баллов

Компетенция	Индикаторы достижения
-УК-1. Способен осуществлять поиск, критический анализ и синтез информации, применять системный подход для решения поставленных задач.	• УК-1.1 Анализирует задачу, выделяя ее базовые составляющие. • УК-1.2 Определяет, интерпретирует и ранжирует информацию, требуемую для решения поставленной задачи. • УК-1.3 Осуществляет поиск информации для решения поставленной задачи по различным типам запросов. • УК-1.4 При обработке информации отличает факты от мнений, интерпретаций, оценок, формирует собственные мнения и суждения, аргументирует свои выводы и точку зрения, в том числе с применением философского понятийного аппарата. •УК-1.5 Рассматривает и предлагает возможные варианты решения поставленной задачи, оценивая их достоинства и недостатки.

Задание 1. При подготовке к лабораторной работе «Свойства соединений хрома» студент нашел в интернете утверждение: «Дихромат калия является более сильным окислителем, чем перманганат калия в любой среде». Что должен сделать студент в первую очередь?

1. Принять информацию как достоверную, так как она опубликована.
2. Сравнить стандартные электродные потенциалы соответствующих полуреакций в справочнике.
3. Спросить мнение одногруппников.
4. Использовать это утверждение в отчете без проверки.

Ответ: 2

Задание 2. В ходе эксперимента получен осадок желтого цвета при добавлении нитрата серебра к раствору неизвестной соли. Какой вариант анализа будет наиболее логичным и системным?

1. Сразу сделать вывод, что это иодид.

2. Записать, что осадок может быть AgI, Ag_3PO_4 или AgBr, и провести дополнительные реакции для идентификации (например, растворимость в аммиаке).
3. Решить, что эксперимент проведен неверно, и повторить его.
4. Игнорировать цвет, так как важна только реакция образования осадка.
Ответ: 2

Задание 3. При изучении окислительно–восстановительных свойств соединений марганца студент оценивает возможность протекания реакции между $KMnO_4$ и HCl. Какой критерий является ключевым для оценки достоинств и недостатков такого лабораторного способа получения хлора (**УК–1.5**)?
1. Яркий цвет перманганата калия.
2. Выделяющийся хлор токсичен, реакция проходит бурно; достоинство – наглядность и простота.
3. Все реагенты являются твердыми веществами.
4. Марганец – дорогой металл.
Ответ: 2

Задание 4. Какие из приведенных утверждений являются научными фактами, подтвержденными экспериментом? (Выберите 3 варианта)
1. Алюминий – самый перспективный металл для строительства космических кораблей будущего.
2. Алюминий пассивируется концентрированной азотной кислотой.
3. При взаимодействии Al с раствором щелочи выделяется водород.
4. Алюминиевая посуда вредна для здоровья, так как ионы алюминия токсичны.
5. Амфотерный оксид алюминия растворяется как в кислотах, так и в щелочах.
6. Алюминий – очень красивый металл.
Ответ: 2, 3, 5

Задание 5. Какие факторы из списка он должен учесть в первую очередь как наиболее значимые? (Выберите 3 варианта)
1. Изменение давления.
2. Цвет реакционной смеси.
3. Изменение температуры.
4. Материал катализатора.
5. Изменение концентрации реагентов или продуктов.
6. Фамилия ученого, открывшего этот процесс.
Ответ: 1, 3, 5

Задание 6. Рассматривая возможные варианты решения задачи на распознавание солей железа(II) и железа(III) оцените их достоинства и недостатки. Какие из предложенных реакций являются надежными и специфичными? (Выберите 3 варианта)
1. Действие гексацианоферрата(III) калия (красная кровяная соль) на Fe^{2+}.
2. Действие воды (выпадение осадка).
3. Действие роданида калия на Fe^{3+}.
4. Нагревание на пламени горелки.
5. Действие гексацианоферрата(II) калия (желтая кровяная соль) на Fe^{3+}.
6. Измерение электропроводности раствора.
Ответ: 1, 3, 5

Задание 7. Интерпретируя результаты качественной реакции на сульфат–ион (белый осадок $BaSO_4$), студент ранжирует возможные причины ошибки. Какие факторы могут привести к ложноотрицательному результату? (Выберите 3 варианта)

1. Наличие в растворе солей–маскировщиков (например, ЭДТА).
2. Слишком яркий свет в лаборатории.
3. Недостаточная концентрация иона Ba^{2+} в реактиве.
4. Использование дистиллированной воды.
5. Образование комплексного соединения бария в данной среде.
6. Белый цвет осадка.

Ответ: 1, 3, 5

Задание 8. Установите соответствие между между химической задачей и **первоначальным действием**.

1. Рассчитать pH 0.1 М раствора Na_2CO_3 : Определить тип соли, записать уравнение гидролиза по соответствующей ступени, найти константу гидролиза.
2. Предложить схему разделения ионов Ba^{2+} и Al^{3+} в растворе : Проанализировать различия в свойствах: образование осадков, амфотерность, комплексообразование.
3. Объяснить, почему Cu не вытесняет водород из разбавленной HCl : Сравнить стандартный электродный потенциал Cu^{2+}/Cu с потенциалом водородного электрода в данной среде.
4. Выбрать способ получения $FeCl_2$ в лаборатории : Рассмотреть методы: растворение Fe в HCl, восстановление $FeCl_3$, обменные реакции; оценить чистоту продукта.

Задание 9. Установите соответствие между возможным решением экспериментальной проблемы получения сухого хлороводорода и его оценкой по критериям «достоинство/недостаток»

1. Пропускать HCl через концентрированную H_2SO_4 → Достоинство: эффективное осушение; Недостаток: требует осторожности, так как H_2SO_4 гигроскопична и агрессивна.
2. Пропускать HCl через твердый NaOH → Недостаток: NaOH химически поглощает HCl, реакция не на осушение, а на связывание.
3. Охлаждать газ для конденсации паров воды → Достоинство: физический метод; Недостаток: требует сложного оборудования, неполное осушение.
4. Пропускать HCl через раствор $CaCl_2$ → Достоинство: хорошее осушение, простота; Недостаток: раствор может разбрызгиваться.

Задание 10. Восстановите последовательность этапов критической обработки информации из противоречивых источников о свойствах диоксида свинца.

1. Выявление противоречия: в одном источнике PbO_2 назван амфотерным, в другом — кислотным оксидом.
2. Обращение к авторитетным справочникам и таблицам физико–химических свойств.
3. Проведение мысленного эксперимента: запись уравнений возможных реакций PbO_2 с кислотой и щелочью.
4. Формулировка вывода: PbO_2 практически не проявляет основных свойств, взаимодействует со щелочами как кислота только в жестких условиях (сплавление), ведет себя как сильный окислитель.

Задание 11. Восстановите последовательность рассуждений при разложении сложной задачи «Объяснить закономерность изменения термической устойчивости карбонатов щелочноземельных металлов» на базовые составляющие.

1. Выделить объекты изучения: карбонаты Mg, Ca, Sr, Ba.
2. Определить параметр для анализа: температура разложения.
3. Установить связь с фундаментальным свойством: радиус и заряд катиона, поляризующее действие.

4. Применить теорию: усиление поляризующего действия катиона с уменьшением радиуса ведет к снижению устойчивости аниона CO_3^{2-}.

Задание 12. Студент нашел в двух разных источниках значения константы диссоциации H_2S по первой ступени: $1.0 \cdot 10^{-7}$ и $6.0 \cdot 10^{-8}$. Какое действие он должен предпринять, чтобы интерпретировать эту информацию?
Ответ: Обратиться к авторитетному справочнику (например, справочник К.П. Мищенко, таблицы Некрасова) или базам данных для установления наиболее точного и общепринятого значения.

Задание 13. Приведено высказывание: «Считается, что открытие инертных газов затормозило развитие периодической системы». Какая часть этого утверждения является субъективной оценкой, которую следует отделить от факта?
Ответ: Субъективная оценка – «затормозило развитие». Факт – «открытие инертных газов». Более нейтральный факт: открытие инертных газов привело к расширению и уточнению Периодической системы.

Задание 14. Предложите план эксперимента по качественному распознаванию трех выданных твердых веществ: хлорида аммония (NH_4Cl), карбоната натрия (Na_2CO_3) и нитрата свинца ($Pb(NO_3)_2$).
Ответ:
Вещества различаются по катиону (NH_4^+, Na^+, Pb^{2+}) и аниону (Cl^-, CO_3^{2-}, NO_3^-). Ключевые свойства: NH_4^+ – дает запах аммиака при нагревании со щелочью; Pb^{2+} – образует желтый осадок PbI_2 или черный PbS; CO_3^{2-} – дает газ CO_2 с кислотой; Cl^- – дает белый творожистый осадок AgCl.
Вариант А: Начать с действия раствора HCl на все три вещества. Достоинство: быстро выявит карбонат (Na_2CO_3) по вскипанию. Недостаток: последующее определение Pb^{2+} и NH_4^+ в оставшихся двух потребует дополнительных реакций, а реакция $Pb(NO_3)_2$ с HCl даст осадок $PbCl_2$, что может запутать.
Вариант Б: Начать с растворения в воде и действия раствора KI. Достоинство: мгновенно выявляет $Pb(NO_3)_2$ по желтому осадку. Недостаток: Na_2CO_3 и NH_4Cl с KI не реагируют, для их различения потребуется тест на анион или катион.
Вариант В (Оптимальный): 1) Растворить пробы. 2) Добавить несколько капель раствора H_2SO_4. Выпадет белый осадок $PbSO_4$ – идентифицирован $Pb(NO_3)_2$. 3) К двум оставшимся растворам добавить NaOH и нагреть. Выделится NH_3 (запах, синее лакмуса) – идентифицирован NH_4Cl. 4) Последнее вещество – Na_2CO_3. **Обоснование:** Эта последовательность использует минимальное число реагентов, избегает пересекающихся реакций (осадок $PbSO_4$ не мешает дальнейшим тестам), безопасна и наглядна.

Задание 15. При проведении лабораторной работы по изучению свойств гидроксида хрома (III) студент не наблюдал его растворения в избытке щелочи, хотя в теории оно должно происходить. Предложите системный план расследования этой проблемы, включающий анализ возможных причин и путей их проверки.
Ответ:
Системный план расследования:
Анализ и декомпозиция проблемы:
Что должно было произойти: $Cr(OH)_3 + OH^- \rightarrow [Cr(OH)_6]_3^-$.
Что произошло: осадок не растворился.
Возможные составляющие проблемы: а) свойства осадка; б) свойства щелочи; в) условия проведения.
Определение и ранжирование возможных причин:

Приоритет 1 (наиболее вероятная): Осадок был прокален (или состарен), перешел в неактивную метастабильную форму CrOOH, которая медленно реагирует со щелочами.
Приоритет 2: Использована щелочь недостаточной концентрации.
Приоритет 3: В осадке присутствуют примеси, мешающие реакции.
Приоритет 4: Нарушена стехиометрия (недостаток щелочи).
Поиск информации для проверки: Поищу в методических указаниях и справочниках: «влияние старения осадков гидроксидов», «активность свежеосажденного $Cr(OH)_3$», «концентрация NaOH для растворения $Cr(OH)_3$».
Разработка и оценка плана проверки:
Вариант А: Приготовить свежий осадок $Cr(OH)_3$ и повторить опыт. *Достоинство:* прямой тест основной гипотезы. *Недостаток:* требует времени.
Вариант Б: К старому осадку добавить концентрированный раствор NaOH и нагреть. *Достоинство:* быстро. *Недостаток:* может не сработать для сильно состаренного осадка.
Вариант В: Проверить pH использованного раствора NaOH индикатором. *Достоинство:* проверяет вторую гипотезу, мгновенно. *Недостаток:* не исключает первую причину.
Оптимальный план: Последовательно выполнить В, затем А (или Б при нехватке времени).
На основании результатов экспериментов будет сделан *вывод* о конкретной причине. Например: «Отсутствие растворения связано с использованием старого, состаренного осадка гидроксида хрома(III), что подтверждается его успешным растворением при использовании свежеполученного осадка. Рекомендация для лабораторного практикума: использовать свежеосажденный $Cr(OH)_3$».

Компетенция	Индикатор
- **ОПК–1.** Способен анализировать и интерпретировать результаты химических экспериментов	• ОПК–1.1 Систематизирует и анализирует результаты химических экспериментов, наблюдений, измерений, а также результаты расчетов свойств веществ и материалов. • ОПК–1.2 Предлагает интепретацию результатов собственных экспериментов и расчетно–теоретических работ с использованием теоретических основ традиционных и новых разделов химии. • ОПК–1.3 Формулирует заключения и выводы по результатам анализа литературных данных, собственных экспериментальных и расчетно–теоретических работ химической направленности.

Задание 1. В ходе лабораторного эксперимента студент обработал металлический алюминий концентрированным раствором гидроксида натрия. Наблюдалось выделение газа. При поднесении горящей лучинки к отверстию пробирки раздался характерный хлопок. Какой газ был получен?
1. Кислород (O_2)
2. Водород (H_2)
3. Хлороводород (HCl)
4. Аммиак (NH_3)

Ответ: 2

Задание 2. Студент исследовал свойства раствора дихромата калия ($K_2Cr_2O_7$) в кислой среде. При добавлении восстановителя (например, сульфита натрия) цвет раствора изменился с оранжевого на зеленый. Это изменение связано с превращением:

1. Cr(VI) → Cr(III)
2. Cr(VI) → Cr(IV)
3. Cr(III) → Cr(VI)
4. Cr(IV) → Cr(II)

Ответ: 1

Задание 3. При длительном стоянии на воздухе раствор сульфида натрия мутнеет. Это объясняется:

1. Окислением сульфид–иона кислородом воздуха до серы
2. Гидролизом соли с образованием сероводорода
3. Взаимодействием с углекислым газом с образованием карбоната
4. Термическим разложением сульфида

Ответ: 1

Задание 4. При анализе неизвестного вещества, предположительно соли, были проведены следующие качественные реакции. Выберите три наблюдения, которые однозначно **подтверждают наличие в растворе ионов Fe^{3+}:** (Выберите 3 варианта)

1. При добавлении раствора гексацианоферрата(II) калия ($K_4[Fe(CN)_6]$) выпадает темно-синий осадок.
2. При добавлении раствора роданида аммония (NH_4SCN) раствор окрашивается в кроваво-красный цвет.
3. При добавлении раствора щелочи выпадает бурый осадок, нерастворимый в избытке щелочи.
4. При добавлении раствора нитрата серебра ($AgNO_3$) выпадает творожистый белый осадок.
5. Раствор вещества имеет желтую окраску.
6. При подкислении раствора соляной кислотой и добавлении цинка окраска исчезает.

Ответ: 1, 2, 3

Задание 5. Для успешного проведения и интерпретации эксперимента по окислению сульфит–иона перманганатом калия необходимо выбрать три верных утверждения: (Выберите 3 варианта)

1. В кислой среде перманганат восстанавливается до бесцветных ионов Mn^{2+}.
2. В нейтральной среде продуктом восстановления перманганата является бурый осадок MnO_2.
3. Сульфит–ион в этой реакции выступает в роли окислителя.
4. Изменение окраски с фиолетовой на бесцветную или бурую является ключевым наблюдением.
5. Для создания кислой среды можно использовать любую кислоту, например, серную или соляную.
6. Продуктом окисления сульфит–иона всегда является элементарная сера.

Ответ: 1, 2, 4

Задание 6. При взаимодействии разбавленной азотной кислоты с металлами различной активности образуются различные продукты восстановления азота. На основании ряда стандартных потенциалов и теории, выберите три верных утверждения о направлении этого процесса: (Выберите 3 варианта)

1. Активные металлы (Zn, Mg) восстанавливают азотную кислоту преимущественно до нитрата аммония (NH_4NO_3) или N_2O.
2. Металлы средней активности (Cu, Ag) восстанавливают HNO_3 преимущественно до NO.
3. Концентрированная HNO_3 пассивирует алюминий и железо.
4. С золотом и платиной азотная кислота не взаимодействует даже при нагревании.
5. Продукт восстановления не зависит от концентрации кислоты.
6. Водород при взаимодействии металлов с HNO_3 не выделяется.

Ответ: 1, 2, 6

Задание 7. При работе с соединениями хрома(VI) необходимо соблюдать осторожность, так как они являются сильными окислителями и токсичны. Выберите три верных утверждения об их свойствах и поведении в растворах: (Выберите 3 варианта)

1. В кислой среде хроматы превращаются в дихроматы, и окраска раствора меняется с желтой на оранжевую.
2. Хромат-ионы (CrO_4^{2-}) и дихромат-ионы ($Cr_2O_7^{2-}$) находятся в равновесии, которое зависит от pH.
3. При действии сильного восстановителя (например, сульфит-иона) в кислой среде оранжевый раствор $Cr_2O_7^{2-}$ становится зеленым (Cr^{3+}).
4. Все хроматы(VI) хорошо растворимы в воде.
5. Хроматы бария и свинца имеют желтую окраску и растворимы в сильных кислотах.
6. Соединения хрома(VI) стабильны в щелочной среде и не проявляют окислительных свойств.

Ответ: 1, 2, 3

Задание 8. Установите соответствие между наблюдаемым экспериментальным фактом и веществом или ионом, наличие которого он подтверждает.

А) Выпадение желтого осадка при добавлении раствора иодида калия : ион Ag^+.
Б) Выпадение белого осадка, чернеющего со временем, при пропускании сероводорода : ион Cu^{2+}.
В) Выпадение ярко-желтого осадка при добавлении раствора хромата калия : ион Pb^{2+}.
Г) Растворение осадка гидроксида в избытке щелочи с образованием бесцветного раствора : ион Al^{3+}.

Задание 9. Установите соответствие между изменением окраски раствора в ходе окислительно–восстановительной реакции и парой участвующих ионов/соединений. Изменение окраски:

А) Из фиолетовой в бесцветную : Восстановление MnO_4^- до Mn^{2+} в кислой среде.
Б) Из оранжевой в зеленую : Восстановление $Cr_2O_7^{2-}$ до Cr^{3+} в кислой среде.
В) Из бесцветной в бурую : Окисление I^- до I_2.
Г) Из фиолетовой в зеленую : Восстановление MnO_4^- до MnO_4^{2-} в щелочной среде.

Задание 10. Установите правильную последовательность шагов при приготовлении точного раствора с заданной молярной концентрацией из твердого вещества (например, $K_2Cr_2O_7$).

1. Высушивание точной навески вещества в сушильном шкафу при рекомендованной температуре.
2. Взвешивание необходимого количества вещества на аналитических весах с точностью до 0.0001 г.
3. Перенос количественно всей навески через воронку в мерную колбу.
4. Растворение вещества в дистиллированной воде примерно на 2/3 объема колбы.

5. Доведение объема раствора до метки дистиллированной водой, следя за тем, чтобы нижний мениск касался метки.
6. Тщательное перемешивание раствора путем многократного переворачивания закрытой колбы.

Задание 11. Установите последовательность событий при нагревании кристаллогидрата сульфата меди(II) $CuSO_4 \cdot 5H_2O$.
1. Потеря кристаллизационной воды, изменение цвета с синего на белый.
2. Полное обезвоживание до белого порошка $CuSO_4$.
3. Нагревание белого порошка безводного $CuSO_4$.
4. Плавление и разложение сульфата меди с образованием оксида меди(II).
5. Образование синего кристаллогидрата при добавлении капли воды к обезвоженному продукту.

Задание 12. **В результате реакции между растворами йодида калия и нитрата свинца(II) ярко-желтый _____. В ответе приведите формулу соединения.**
Ответ: PbI_2.

Задание 13. При добавлении раствора аммиака к раствору соли меди(II) сначала образуется голубой осадок, а затем он растворяется в избытке аммиака с образованием раствора интенсивно-синего цвета. Напишите формулу образующегося комплексного иона.
Ответ: $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$.

Задание 14. Студент получил задание идентифицировать три выданных ему бесцветных кристаллических вещества: карбонат натрия (Na_2CO_3), сульфит натрия (Na_2SO_3) и тиосульфат натрия ($Na_2S_2O_3$). В его распоряжении есть растворы кислот (HCl, H_2SO_4), перманганата калия, хлорида бария, йода и крахмал. Задание: Предложите план эксперимента для однозначной идентификации каждого вещества. Для каждого шага укажите ожидаемое наблюдение и дайте химическое обоснование в виде молекулярных или ионных уравнений ключевых реакций.
Примерный ответ:
1. Действие сильной кислоты (HCl). Ко всем трем образцам добавить разбавленную HCl.
Na_2CO_3: Бурное выделение бесцветного газа (CO_2) без запаха. $CO_3^{2-} + 2H^+ \rightarrow CO_2\uparrow + H_2O$.
Na_2SO_3: Выделение газа с резким запахом (SO_2). $SO_3^{2-} + 2H^+ \rightarrow SO_2\uparrow + H_2O$.
$Na_2S_2O_3$: Выделение газа с запахом серы (SO_2) и одновременное помутнение раствора (выделение S). $S_2O_3^{2-} + 2H^+ \rightarrow S\downarrow + SO_2\uparrow + H_2O$.
Вывод: По характеру выделения газа можно отличить тиосульфат (помутнение). Карбонат и сульфит различаются по запаху газа.
2. Качественная реакция на сульфит-ион. К растворам веществ, давших бесцветный газ (Na_2CO_3 и Na_2SO_3), добавить подкисленный раствор $KMnO_4$.
Na_2SO_3: Обесцвечивание фиолетового раствора $KMnO_4$, так как SO_3^{2-} – сильный восстановитель. $5SO_3^{2-} + 2MnO_4^- + 6H^+ \rightarrow 5SO_4^{2-} + 2Mn^{2+} + 3H_2O$.
Na_2CO_3: Изменения окраски не происходит.
Вывод: Вещество, обесцвечивающее перманганат – сульфит. Второе – карбонат.
3. *Дополнительная проверка тиосульфата.* К оставшемуся веществу ($Na_2S_2O_3$) добавить раствор йода. Наблюдается обесцвечивание бурого раствора I_2. $2S_2O_3^{2-} + I_2 \rightarrow S_4O_6^{2-} + 2I^-$. Эта реакция является количественной (йодометрия) и специфична для тиосульфата.

Задание 15. Ситуация: Студенту необходимо спланировать синтез тетраамминмеди(II) сульфата ($[Cu(NH_3)_4]SO_4 \cdot H_2O$) из медного купороса ($CuSO_4 \cdot 5H_2O$). Задание: Составьте методический протокол синтеза, включая:
а) Уравнения основных химических реакций.
б) Описание последовательности операций и условий (порядок смешивания реагентов, температура, контроль pH и т.д.).
в) Метод выделения и очистки целевого продукта.
г) Расчет теоретического выхода на основе взятой навески $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ (предложите значение навески, например, 10 г).

Примерный ответ:

а) *Уравнения реакций:*

1. Образование основного сульфата (для предотвращения гидролиза и получения чистого продукта): $2CuSO_4 + 2NH_3 \cdot H_2O \rightarrow [Cu(OH)]_2SO_4\downarrow + (NH_4)_2SO_4$.
2. Растворение основного сульфата в избытке аммиака с образованием комплекса: $[Cu(OH)]_2SO_4 + (NH_4)_2SO_4 + 6NH_3 \rightarrow 2[Cu(NH_3)_4]SO_4 + 2H_2O$.

Суммарно: $CuSO_4 + 4NH_3 \rightarrow [Cu(NH_3)_4]SO_4$.

б) Методика синтеза:

1. В химическом стакане растворить 10.00 г $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ в 40 мл горячей дистиллированной воды.
2. При интенсивном перемешивании медленно, по каплям, добавить концентрированный раствор аммиака (25%) до полного растворения первоначально выпадающего голубого осадка $[Cu(OH)]_2SO_4$ и образования прозрачного интенсивно–синего раствора. Добавлять аммиак по каплям, избегая большого локального избытка.
3. Полученный раствор профильтровать для удаления возможных механических примесей.
4. К фильтрату добавить 40-50 мл этанола (для понижения растворимости комплекса) и охладить смесь в ледяной бане.
5. Выдержать в холодильнике несколько часов для полной кристаллизации.

в) Выделение и очистка:

1. Отделить кристаллы вакуум–фильтрованием на воронке Бюхнера.
2. Промыть кристаллы небольшими порциями ледяной смеси вода–этанол (1:1), затем чистым этанолом и диэтиловым эфиром.
3. Высушить кристаллы на воздухе или между листами фильтровальной бумаги. Хранить в плотно закрытой склянке.

г) Расчет теоретического выхода:

$M(CuSO_4 \cdot 5H_2O) = 249.69$ г/моль. $M([Cu(NH_3)_4]SO_4 \cdot H_2O) = 245.75$ г/моль.

$n(CuSO_4 \cdot 5H_2O) = 10.00$ г / 249.69 г/моль ≈ 0.04005 моль.

Теоретически из 1 моль купороса получается 1 моль комплекса.

$m_{теор}$(компл.) = 0.04005 моль * 245.75 г/моль ≈ 9.84 г.

Теоретический выход: ≈ 9.84 г.

Компетенция	Индикатор
- **ОПК–2.** Способен проводить с соблюдением норм техники безопасности химический эксперимент, включая синтез, анализ, изучение структуры и свойств веществ и материалов, исследование процессов с их участием	• ОПК–2.1 Работает с химическими веществами с соблюдением норм техники безопасности. • ОПК–2.2 Синтезирует вещества и материалы разной природы с использованием имеющихся методик. • ОПК–2.3 Проводит стандартные операции для определения химического и фазового состава веществ и материалов на

	их основе. • ОПК–2.4 Исследует свойства веществ и материалов с использованием серийного научного оборудования.

Задание 1. При попадании на кожу концентрированной серной кислоты необходимо немедленно:
1) Протереть сухой салфеткой.
2) Обработать раствором щелочи (NaOH) для нейтрализации.
3**)** Обильно промыть большим количеством проточной воды, а затем слабым раствором соды ($NaHCO_3$).
4) Посыпать тальком или песком.
Ответ: 3

Задание 2. Какой газ, часто используемый в неорганическом синтезе, обладает характерным запахом тухлых яиц и является высокотоксичным (ПДК ~10 мг/м³)?
1. а) Хлор (Cl_2).
2. б) Оксид углерода (II) (CO).
3. в) Аммиак (NH_3).
4. г) Сероводород (H_2S).

Ответ: 4

Задание 3. Для обнаружения (качественной реакции) катионов Fe^{2+} в растворе чаще всего используют:
1. Раствор нитрата серебра ($AgNO_3$).
2. Раствор щавелевой кислоты ($H_2C_2O_4$).
3. Раствор гексацианоферрата (III) калия ($K_3[Fe(CN)_6]$) – образуется турнбуллева синь.
4. Раствор сульфида аммония ($(NH_4)_2S$).

Ответ: 3

Задание 4. Какие утверждения о правилах работы в химической лаборатории являются ВЕРНЫМИ? (Выберите 3 варианта)
1. При разбавлении серной кислоты всегда кислоту приливают к воде, а не наоборот.
2. Остатки щелочных металлов (Na, K) можно утилизировать, выбрасывая в раковину с большим количеством воды.
3. Посуду с реактивами нельзя оставлять открытой.
4. При нагревании пробирки с жидкостью ее отверстие должно быть направлено от себя и соседей.
5. Все летучие органические растворители можно нагревать на открытом огне.
6. Разлитую ртуть можно собрать веником и совком.

Ответ: 1, 3, 4

Задание 5. Для синтеза аммиака (NH_3) в лабораторных условиях можно использовать: (Выберите 3 варианта)
1. Нагревание смеси солей аммония с щелочами.
2. Пропускание азота над раскаленным литием.
3. Нагревание концентрированного раствора аммиака.
4. Действие щелочи на соли аммония при комнатной температуре.
5. Электролиз водного раствора хлорида аммония.
6. Прямой синтез из водорода и азота при комнатной температуре.

Ответ: 1, 3, 4

Задание 6. Какие свойства водного раствора аммиака ($NH_3 \cdot H_2O$) позволяют отнести его к СЛАБЫМ основаниям? (Выберите 3 варианта)

1. Водный раствор изменяет цвет индикаторов (лакмуса, фенолфталеина).
2. В растворе устанавливается динамическое равновесие: $NH_3 + H_2O \rightleftarrows NH_4^+ + OH^-$.
3. Реагирует с кислотами с образованием солей.
4. Имеет небольшую константу диссоциации ($Kb \sim 1.8 \cdot 10^{-5}$).
5. При нагревании полностью разлагается на NH_3 и H_2O.
6. Проводит электрический ток лучше, чем раствор NaOH той же концентрации.

Ответ: 1, 2, 4

Задание 7. При работе с хромовой смесью (для мытья посуды) необходимо соблюдать меры безопасности, так как она: (Выберите 3 варианта)

1. Легковоспламеняющаяся.
2. Обладает сильным окислительным действием.
3. Содержит концентрированную серную кислоту.
4. Содержит оксид хрома (VI) CrO_3 (сильный окислитель, канцероген).
5. Выделяет безвредный аргон.
6. Термически неустойчива и взрывается при комнатной температуре.

Ответ: 2, 3, 4

Задание 8. Установите соответствие между химическим элементом (веществом) и основным методом его качественного обнаружения в растворе.

1. Ионы бария (Ba^{2+}) : Образование осадка желтого цвета с дихромат–ионом ($BaCrO_4$).
2. Ионы аммония (NH_4^+) : Нагревание со щелочью и обнаружение по запаху аммиака или по посинению влажной лакмусовой бумажки.
3. Пероксид водорода (H_2O_2) : Окисление иодид–иона в кислой среде с выделением I_2 (раствор буреет) или реакция с $K_2Cr_2O_7$ в эфире (синее окрашивание).
4. Ионы меди (Cu^{2+}) Образование ярко–синего комплексного иона $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$ с аммиаком.

Задание 9. Установите соответствие между названием лабораторной установки (прибора) и ее назначением.

1. Эксикатор Для хранения веществ в атмосфере инертного газа или над осушителем.
2. Фильтр Шотта : Для разделения твердой и жидкой фаз под вакуумом.
3. Тигель : Для проведения реакций при повышенной температуре, прокаливания осадков.
4. Пипетка Мора : Для точного отбора заданного объема жидкости.

Задание 10. Установите последовательность действий при проведении качественного анализа на катион Fe^{3+} в растворе.

1. В пробирку отобрать 1–2 мл исследуемого раствора.
2. Проверить кислотность среды (при необходимости подкислить).
3. Добавить несколько капель раствора роданида калия (KCNS).
4. Наблюдать образование кроваво-красного окрашивания.

Задание 11. Установите правильную последовательность этапов синтеза тетрагидроксоалюмината натрия в лаборатории.

1. Растворение алюминиевой стружки или порошка в избытке концентрированного раствора NaOH.
2. Наблюдение за выделением газа (водорода) и постепенным растворением металла.
3. Фильтрование полученной смеси для отделения нерастворимых примесей.

4. Получение прозрачного раствора комплексной соли.

Задание 12. Какое вещество необходимо нагреть для лабораторного получения кислорода? Напишите формулу вещества _____.
Ответ: $KMnO_4$

Задание 13. Какой газ выделяется при действии разбавленной серной кислоты на карбонат натрия (Na_2CO_3)? Напишите формулу газа _____.
Ответ: CO_2.

Задание 14. Предложите план лабораторного эксперимента по изучению окислительно–восстановительных свойств пероксида водорода (H_2O_2). Приведите реакции, демонстрирующие его окислительные и восстановительные свойства. Для каждой реакции напишите уравнение и укажите видимый эффект.
Примерный ответ:
Окислительные свойства H_2O_2:
А) В кислой среде: Окисление иодид–иона. $2KI + H_2O_2 + H_2SO_4 \rightarrow I_2 + K_2SO_4 + 2H_2O$. *Наблюдение: раствор буреет из–за выделения I_2.*
Б) В щелочной среде: Окисление соединений хрома (III). $2K_3[Cr(OH)_6] + 3H_2O_2 \rightarrow 2K_2CrO_4 + 2KOH + 8H_2O$. *Наблюдение: изменение окраски с зеленой на желтую.*
Восстановительные свойства H_2O_2:
А) Взаимодействие с сильным окислителем в кислой среде (перманганатом). $5H_2O_2 + 2KMnO_4 + 3H_2SO_4 \rightarrow 2MnSO_4 + K_2SO_4 + 5O_2\uparrow + 8H_2O$. *Наблюдение: обесцвечивание фиолетового раствора $KMnO_4$ и выделение газа.*
Б) Взаимодействие с хлором или хлорной водой. $H_2O_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl + O_2\uparrow$. *Наблюдение: выделение газа, обесцвечивание желто-зеленого раствора хлора.*

Задание 15. Опишите методику безопасного получения хлора в лабораторных условиях и проведения с ним двух характерных реакций. Укажите: а) схему установки и принцип ее работы; б) уравнение реакции получения хлора; в) необходимые меры предосторожности (работать только в вытяжном шкафу!); г) две качественные реакции на хлор (например, с металлом, с раствором иодида калия, с индикаторной бумагой) с уравнениями и наблюдениями.

Примерный ответ:
а) Установка: Колба Вюрца с капельной воронкой и газоотводной трубкой. В колбе – кристаллический перманганат калия ($KMnO_4$). В воронке – концентрированная соляная кислота (HCl). Газоотводную трубку опускают в приемник или под колпак для проведения реакций.
б) Уравнение получения хлора: $2KMnO_4 + 16HCl(конц.) \rightarrow 2MnCl_2 + 2KCl + 5Cl_2\uparrow + 8H_2O$.
в) Меры предосторожности: Работать в вытяжном шкафу. Использовать перчатки и защитные очки. Не вдыхать газ. Иметь под рукой раствор тиосульфата натрия (нейтрализатор хлора).
г) Реакции:
С раскаленной медной проволокой: $Cu + Cl_2 \rightarrow^{(t)} CuCl_2$. *Наблюдение: проволока покрывается коричневым налетом хлорида меди (II).*
С раствором иодида калия: $Cl_2 + 2KI \rightarrow 2KCl + I_2$. *Наблюдение: бесцветный раствор желтеет или буреет из–за выделения иода.*

Компетенция	Индикатор
- **ПК–1.** Владеет системой фундаментальных химических понятий и законов	• ПК–1.1 Понимает основные принципы, законы, методологию изучаемых химических дисциплин, теоретические основы физических и физико–химических методов исследования; • ПК–1.2 Использует фундаментальные химические понятия в своей профессиональной деятельности; • ПК–1.3 Интерпретирует полученные результаты, используя базовые понятия химических дисциплин.

Задание 1. При растворении меди в разбавленной азотной кислоте преимущественно образуется оксид азота (II) NO. Какое свойство меди обеспечивает этот процесс?
1. Высокая электропроводность.
2. Способность к комплексообразованию.
3. Положение в электрохимическом ряду напряжений металлов (после водорода).
4. Образование на поверхности пассивирующей оксидной пленки.
Ответ: 3

Задание 2. Закономерность изменения кислотно–основных свойств высших оксидов элементов в периоде:
1. Основные → амфотерные → кислотные.
2. Кислотные → основные → амфотерные.
3. Основные → кислотные → амфотерные.
4. Кислотные → амфотерные → основные.
Ответ: 1

Задание 3. При добавлении раствора щелочи к раствору хлорида алюминия $AlCl_3$ выпадает белый осадок, который при дальнейшем добавлении избытка щелочи растворяется. Какой процесс объясняет растворение осадка?
1. Окислительно–восстановительная реакция.
2. Образование комплексного соединения.
3. Кислотно–основное взаимодействие с образованием хорошо растворимой соли.
4. Протекание реакции диспропорционирования.
Ответ: 2

Задание 4. Какие из перечисленных реакций приводят к образованию водорода? (Выберите 3 варианта)
1. $NaH + H_2O \rightarrow$
2. $Cu + HCl$ (разб.) $\rightarrow$
3. $Al + NaOH + H_2O \rightarrow$
4. $Fe + H_2SO_4$ (конц.) $\rightarrow$
5. $Ca + H_2O$ (холод.) $\rightarrow$
6. $SiO_2 + H_2O \rightarrow$
Ответ: 1, 3, 5

Задание 5. Какие из утверждений относительно хрома и его соединений являются верными? (Выберите 3 варианта)

1. $Cr(OH)_3$ проявляет амфотерные свойства.
2. В кислой среде хромат–ионы CrO_4^{2-} устойчивее дихромат–ионов $Cr_2O_7^{2-}$.
3. Соединения хрома (II) являются сильными восстановителями.
4. Оксид хрома (VI) CrO_3 — кислотный оксид.
5. При растворении CrO_3 в воде образуется хромовая кислота $H_2Cr_2O_7$.
6. Перманганат калия $KMnO_4$ — наиболее сильный окислитель среди соединений марганца.
Ответ: 1, 3, 4

Задание 6. Какие из приведенных веществ будут подвергаться необратимому гидролизу при растворении в воде? (Выберите 3 варианта)
1. $SiCl_4$
2. K_2CO_3
3. Al_2S_3
4. PCl_5
5. NaCl
6. $FeCl_3$
Ответ: 1, 3, 4

Задание 7. Для концентрированной серной кислоты H_2SO_4 характерны следующие химические свойства: (Выберите 3 варианта)
1. Сильный окислитель за счет серы в степени окисления +6.
2. Сильное водоотнимающее действие (дегидратация).
3. Пассивация алюминия и железа на холоду.
4. Образование с металлами в основном солей и водорода.
5. Ярко выраженные восстановительные свойства.
6. Летучесть при обычных условиях.
Ответ: 1, 2, 3

Задание 8. Установите соответствие между формулой соединения и его основным химическим свойством, проявляемым в реакциях с водой.
PCl_5 : Необратимый гидролиз с образованием кислоты.
Na_2O_2 : Образование щелочи и выделение кислорода.
CaH_2 : Образование щелочи и выделение водорода.
$AlCl_3$: Обратимый гидролиз с образованием кислой среды.

Задание 9. Установите соответствие между парой веществ и средой водного раствора, образующейся при их смешивании в эквивалентных количествах.
$HCl + NH_3$: Слабокислая (pH < 7, близко к 7)
$HNO_3 + KOH$: Нейтральная (pH ≈ 7)
$H_2SO_4 + NaOH$ (мольное соотношение 1:2) : Нейтральная (pH ≈ 7)
$AlCl_3 + KOH$ (мольное соотношение 1:3) : Щелочная (pH > 7)

Задание 10. Расположите галогеноводородные кислоты в порядке возрастания их восстановительной способности в водных растворах.
1. HF
2. HCl
3. HBr
4. HI

Задание 11. Расположите элементы в порядке увеличения радиуса их атомов.
1. Кислород (O)

2. Сера (S)
3. Селен (Se)
4. Теллур (Te)

Задание 12. В молекулярном уравнении химической реакции $K_2Cr_2O_7 + FeSO_4 + H_2SO_4 \rightarrow$ ... коэффициент перед восстановителем _____.
Ответ 6

Задание 13. Тип гибридизации атомных орбиталей центрального атома в ионе $[Zn(NH_3)_4]^{2+}$ _____.
Ответ: sp^3

Задание 14. Дайте сравнительную характеристику свойств азота и фосфора как элементов VA группы. В ответе отразите:
1. **Изменение строения атомов (радиус, энергия ионизации, ЭО).**
2. **Строение и свойства простых веществ (тип связи, физические свойства, химическая активность).**
3. **Важнейшие водородные соединения (строение, свойства донора, кислотно–основные и окислительно–восстановительные свойства).**
4. **Высшие оксиды и соответствующие им кислоты (сила кислот, окислительные свойства).**
5. **Объясните причины сходства и различия на основе электронного строения и положения в Периодической системе.**

Ответ:
1. Атомы: У P больше радиус, меньше энергия ионизации и ЭО, чем у N. Причина: увеличение числа электронных слоев.
2. Простые вещества: N_2 – молекула с тройной связью (высокая прочность, инертность). P_4 – молекула тетраэдрической формы с одинарными связями (менее прочная, более реакционноспособная, имеет аллотропные модификации).
3. NH_3 и PH_3: Аммиак – сильный донор за счет высокой ЭО N и малого размера, образует водородные связи, основание. Фосфин – очень слабый донор и основание. Оба – восстановители.
4. N_2O_5/HNO_3 и P_4O_{10}/H_3PO_4: Азотная кислота – сильная, сильный окислитель. Фосфорная кислота – средней силы, окислительные свойства почти не проявляет. Причина: высокая ЭО N и возможность делокализации заряда в HNO_3.

Вывод: Сходство в степени окисления (–3, +3, +5). Различия обусловлены разницей в размерах, энергиях орбиталей и склонности к π–связыванию (у N сильно выражено).

Задание 15. Приведите решение задачи. Медь массой 12,8 г обработали 100 мл 30%-ного раствора азотной кислоты (плотность 1,18 г/мл). Полученный газ собрали и пропустили через 200 г 10%-ного раствора гидроксида натрия. Определите состав и массу образовавшейся соли. Напишите уравнения всех протекающих реакций.
Ответ:

5. Исходные данные:
   m(Cu) = 12,8 г => n(Cu) = 0,2 моль.
   V(HNO_3 р–р) = 100 мл, ω = 30%, ρ = 1,18 г/мл => m(р–ра)=118 г, m(HNO_3)=35,4 г, n(HNO_3) = 0,562 моль.
6. Так как кислота концентрированная и в недостатке относительно меди, реакция:
   $Cu + 4HNO_3$(конц.) $\rightarrow Cu(NO_3)_2 + 2NO_2\uparrow + 2H_2O$.
7. По уравнению: на 1 моль Cu нужно 4 моль HNO_3. На 0,2 моль Cu нужно 0,8 моль HNO_3, а есть только 0,562 моль. Кислота в недостатке, расчет по ней.

$n(NO_2) = 0,562 / 2 = 0,281$ моль (т.к. из 4 моль HNO_3 получается 2 моль NO_2).

8. Газ NO_2 пропускают через NaOH. Возможны реакции:
   $2NO_2 + 2NaOH \rightarrow NaNO_2 + NaNO_3 + H_2O$ (при избытке NO_2).
   $NO_2 + NO + 2NaOH \rightarrow 2NaNO_2 + H_2O$ (если есть NO, но здесь его нет).
   В нашем случае NO_2 в недостатке относительно NaOH? Проверим.
   m(NaOH) в р–ре = 200 г · 0,1 = 20 г, n(NaOH) = 0,5 моль.
9. По первому уравнению: на 2 моль NO_2 нужно 2 моль NaOH. На 0,281 моль NO_2 нужно 0,281 моль NaOH. NaOH в избытке (0,5 > 0,281).
   Следовательно, протекает реакция $2NO_2 + 2NaOH \rightarrow NaNO_2 + NaNO_3 + H_2O$. Продукты: нитрит и нитрат натрия в молярном соотношении 1:1.
   $n(NaNO_2) = n(NaNO_3) = n(NO_2)/2 = 0,281/2 = 0,1405$ моль.
   $m(NaNO_2) = 0,1405 \cdot 69 \approx 9,69$ г; $m(NaNO_3) = 0,1405 \cdot 85 \approx 11,94$ г.
   Масса общей соли = 9,69 + 11,94 = 21,63 г.
   Ответ: Образовалась смесь нитрита и нитрата натрия по ~0,14 моль каждого. Общая масса солей ~21,6 г.

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 (вопросы, выделенные жирным шрифтом, выполняются письменно).

Строение атома

Вопросы к занятию:

1. Экспериментальные обоснования представлений об атоме как сложной системе. Открытие электрона.

2. Модель атома Томсона. Опыты Резерфорда по рассеянию α-частиц. Планетарная модель атома. Её достоинства и недостатки. Исходные теоретические и экспериментальные предпосылки разрешения внутренних противоречий планетарной модели.

3. Корпускулярно-волновой дуализм излучения. Кванты. Уравнение Планка.

Объяснение фотоэффекта Эйнштейном. Фотоны.

4. Теория атома водорода по Н. Бору (основные постулаты). Спектры атомов. Объяснение спектра атома водорода. Внутренние противоречия теории атома водорода по Н. Бору и попытки их устранения.

5. Корпускулярно-волновой дуализм частиц. Волны Луи де Бройля. Принцип неопределенностей Гейзенберга.

Строение атома. Многоэлектронные атомы

Вопросы к занятию:

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

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

3. Собственный угловой и магнитный моменты электрона (спин) и спиновое квантовое число m_s. Емкость электронных слоев.

4. Многоэлектронные атомы. Характеристические рентгеновские спектры атомов. Закон Мозли. Заряды ядер атомов.

5. Три принципа заполнения орбиталей в атомах: принцип наименьшей энергии, принцип (запрет) Паули, правило Хунда. Порядок заполнения атомных орбиталей. Правила Клечковского. Электронные формулы. Символическая и графическая формы записи электронных формул.

6. Ядро как динамическая система протонов и нейтронов. Устойчивые и неустойчивые ядра. Радиоактивный распад ядер. Период полураспада. Ядерные реакции и превращения химических элементов.

7. Свойства изолированных атомов:

а) атомные радиусы (ковалентные, металлические);

б) энергия ионизации;

в) сродство к электрону;

г) электроотрицательность. Относительная электроотрицательность.

д) магнитные свойства атомов. Диамагнетизм, парамагнетизм.

Периодический закон и периодическая система
Химических элементов Д. И. Менделеева
Вопросы к занятию:

1. Открытие периодического закона Д. И. Менделеевым. Принцип построения естественной системы элементов. Экспериментальное подтверждение теоретических предсказаний Д. И. Менделеева.

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

3. 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.

4. Особенности электронных конфигураций атомов элементов главных и побочных подгрупп. Элементы s-, *p-, d-, f-* семейств. Периодичность изменения свойств элементов как проявление периодичности изменения электронных конфигураций атомов. Связь свойств элементов с их положением в периодической системе.

5. Групповая и типовая аналогии.

6. Электронная аналогия. Кайносимметрия.

7. Переходные металлы. Контракционная аналогия.

8. Орбитальные радиусы. Вторичная и внутренняя периодичность.

10. Горизонтальная и диагональная аналогии.

Химическая связь. Метод валентных связей
Вопросы к занятию:

1. Эволюция взглядов на сущность химической связи. Природа химической связи.

2. Строение вещества. Простые вещества: металлы и неметаллы. Ионные вещества. Молекулярные вещества.

3. Основные характеристики химической связи: длина, энергия, направленность. Валентный угол. Основные типы химической связи. Методы определения структуры веществ.

4. *Ковалентная связь.* Квантово - механические методы ее трактовки.

5. Метод валентных связей (МВС). Физическая идея метода: образование двухцентровых двухэлектронных связей (локализация электронных пар), принцип максимального перекрывания атомных орбиталей.

6. Два механизма образования ковалентной связи: обобщение неспаренных электронов двух атомов и донорно-акцепторный механизм.

7. Свойства ковалентной связи:

а) насыщаемость. Ковалентности атомов элементов 1-3 периодов. Их максимальная ковалентность

б) поляризуемость ковалентной связи. Зависимость поляризуемости связи от ее длины. Полярность связей и полярность молекул в целом.

в) направленность ковалентной связи. Теория направленных валентностей. Гибриди-

зация атомных орбиталей. Условия устойчивости гибридных атомных орбиталей. Типы гибридизации и геометрия молекул. Кратность (порядок) связи, α- и π- связи.

Химическая связь. Метод молекулярных орбиталей

Вопросы к занятию:

1. Метод молекулярных орбиталей (ММО). Физическая идея метода: делокализация электронной плотности между всеми ядрами. Молекулярная орбиталь как линейная комбинация атомных орбиталей.

2. Метод ЛКАО МО, *α*- и *π*-молекулярные орбитали как линейная комбинация *s*- и *p*-атомных орбиталей. Связывающие и разрыхляющие МО.

3. Принципы заполнения молекулярных орбиталей. Энергетические диаграммы и символические электронные формулы молекул. Формальный порядок связи.

4. Гомонуклеарные молекулы, образованные элементами I и II периодов. Зависимость кратности, прочности и длины связи, а также магнитных свойств от характера заполнения МО в этих молекулах.

5. Гетеронуклеарные двухатомные молекулы, образуемые элементами II периода. Оксид углерода(II), оксид азота(II). Вклад АО разных по электроотрицательности элементов в связывающие и разрыхляющие молекулярные орбитали.

6. Сравнение методов ВС и МО.

7. Многоатомные гетеронуклеарные молекулы. Несвязывающие орбитали.

Скорость химических реакций. Химическое равновесие

Вопросы к занятию:

Закономерности протекания и типы химических реакций

1. Элементы химической термодинамики. Предмет и задачи термодинамики. Основные характеристики термодинамической системы.

2. Тепловой эффект химической реакции и термохимические расчеты. Теплота образования вещества. Первое начало термодинамики. Энтальпия. Закон Гесса. Расчет энергии химической связи газообразных веществ с одинарной связью. Расчет энергии кристаллической решетки.

3. Направленность химических реакций. Энтропия и свободная энергия системы. Изобарно-изотермический потенциал.

Химическая кинетика

1. Скорость химической реакции. Ее количественное выражение. Истинная и средняя скорости.

2. Факторы, влияющие на скорость химических реакций. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ. Закон действия масс. Его применение для гомогенных и гетерогенных систем. Константа скорости реакции. Влияние фактора поверхности на скорость реакции в гетерогенной среде.

3. Зависимость скорости реакции от температуры, температурный коэффициент. Понятие об активных молекулах и энергии активации процесса.

4. Простой, ионный и радикальный механизмы химических реакций.

5. Влияние катализаторов на скорость реакции. Виды катализа: гомогенный, гетерогенный и микрогетерогенный катализ, автокатализ, положительный и отрицательный катализ; понятие об ингибиторах.

Химическое равновесие

1. Необратимые и обратимые химические реакции. Условия обратимости и необратимости химических процессов. Химическое равновесие. Константа химического равновесия,

2. Принцип Ле Шателье. Смещение химического равновесия при изменении концентраций реагирующих веществ, давления и температуры.

3. Катализаторы в обратимых процессах.

Вода. Растворы. Растворимость

Вопросы к занятию:

1. Механизм процесса растворения. Термодинамика процесса растворения.

2. Связь теплоты растворения вещества с энергией кристаллической решетки и теплотой гидратации молекул вещества.

3. Растворимость твердых веществ в воде. Коэффициент растворимости и его зависимость от температуры. Кривые растворимости.

4. Насыщенный раствор как динамически равновесная система. Кристаллизация твердых веществ из растворов. Кристаллогидраты. Очистка веществ перекристаллизацией из растворов.

5. Растворимость газов. Зависимость растворимости газов от температуры и их парциального давления. Законы Генри.

6. Концентрация растворов. Способы выражения концентрации растворов. Массовая доля растворенного вещества в процентах, молярная, нормальная, моляльная концентрации, титр.

Электролитическая диссоциация

Вопросы к занятию:

1. Электролиты и неэлектролиты. Основные положения ТЭД. Механизм процесса диссоциации веществ с различным типом химической связи.

2. Роль полярных молекул воды в процессах диссоциации и ионизации веществ. Механизм гидратации анионов и катионов. Влияние на гидратацию размеров и зарядов ионов.

3. Образование иона гидроксония. Энергетика процесса диссоциации.

4. Степень электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Факторы, влияющие на степень электролитической диссоциации. Истинная степень диссоциации.

5. Сильные электролиты. Кажущаяся степень диссоциации. Понятие о коэффициенте активности.

6. Применение закона действия масс к процессу диссоциации слабых электролитов; константа диссоциации. Смещение равновесия диссоциации слабых электролитов.

Кислоты, основания, соли в свете теории электролитической диссоциации.

7. Ступенчатая диссоциация. Основной и кислотный типы диссоциации гидроксидов. Амфотерные гидроксиды. Зависимость типа диссоциации и силы гидроксидов от относительной полярности химических связей в молекулах. Понятие об ионном потенциале.

8. Электролитическая диссоциация воды. Ионное произведение воды. Влияние температуры на процесс диссоциации воды. Водородный показатель. Значение постоянства величин pH в химических и биологических процессах.

Гидролиз солей

Вопросы к занятию:

1.Реакция гидролиза. Гидролиз солей. Различные случаи гидролиза солей. Обратимый и необратимый гидролизы солей:

а)гидролиз соли, образованной сильным основанием и слабой кислотой;

б) гидролиз соли, образованной слабым основанием и сильной кислотой;

в)гидролиз соли, образованной слабым основанием и слабой кислотой;

г)гидролиз солей, образованных многоосновными кислотами и однокислотными основаниями;

д) гидролиз солей многокислотных оснований и одноосновных кислот;

е) гидролиз солей многоосновных кислот и многокислотных оснований.

2.Степень и константа гидролиза.

3.Объяснение гидролиза солей и амфотерности гидроксидов с точки зрения электролитической диссоциации аквакомплексов и протолитической теории кислотно-основных равновесий.

4.Факторы, смещающие равновесие гидролиза.

5.Роль гидролиза в химических, биологических процессах и процессах выветривания минералов и горных пород.

Комплексные соединения

Вопросы к занятию:

1. Понятие о комплексных соединениях. Основные положения координационной теории А. Вернера.
2. Основные классы комплексных соединений. Принципы классификации комплексных соединений. Аквакомплексы, кристаллогидраты как частный случай аквакомплексов, ониевые ионы, аммиакаты, ацидокомплексы, двойные соли как частный случай ацидокомплексов, полигалогениды, поликислоты.
3. Изомерия комплексных соединений (сольватная, ионизационная, координационная, связи, пространственная)
4. Номенклатура комплексных соединений (порядок перечисления ионов, порядок перечисления лигандов, окончания координационных групп, приставки, указывающие число лигандов, окончания названия комплексов, состояние окисления, название мостиковых групп).
5. Устойчивость комплексных соединений. Диссоциация комплексных соединений. Константа нестойкости. Константа устойчивости.
6. Хелаты и внутрикомплексные соединения.
7. Природа химической связи в комплексных соединениях:

   а)электростатическая теория;

   б) метод валентных связей;

   в)теория кристаллического поля и теория поля лигандов;

   Объяснение физических и химических свойств комплексных соединений с точки зрения этих теорий.
8. Кислотно-основные свойства комплексных соединений. Кислотная диссоциация аквакомплексов с образованием аквагидроксо- и гидроксокомплексов.

Водород. Получение и свойства

Вопросы к занятию:

1. Каковы электронные формулы атомов протия, дейтерия и трития? Какие изотопы водорода стабильны?
2. Почему водород в периодической системе относится к IA- и VIIA- группам? В чем сходство и различие атома водорода с атомами щелочных металлов и галогенов? Укажите валентные состояния и степени окисления атома водорода.
3. Опишите строение молекулы водорода и молекулярных ионов водорода: H_2^+, H_2^-, H_2^{2-} с позиции метода молекулярных орбиталей?
4. Физические свойства водорода.
5. Смесь водорода с кислородом (2 объема водорода и 1 объем кислорода) – гремучий газ – взрывоопасна. **Рассчитайте*** плотность гремучего газа по отношению: а) к водороду; б) к воздуху; в) к водяному пару.
6. Химические свойства водорода. Взаимодействие с простыми и сложными веществами. Восстановительные и окислительные свойства водорода.
7. Гидриды металлов и неметаллов. Влияние характера связи в указанных соединениях на кислотно-основные свойства гидридов. Приведите уравнения реакций, характеризующих кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства гидридов. Гидрогенаты.

8. Металлоподобные соединения водорода.

9. Лабораторные и промышленные способы получения водорода.

10. Можно ли получить водород электролизом водных растворов H_2SO_4, Na_2SO_4, KCl, $CuCl_2$, KOH? **Напишите** уравнения реакций электролиза данных растворов.

11. **Закончите** уравнения реакций и расставьте коэффициенты:

$Na + H_2 =$ $BaH_2 + H_2O =$

$CaH_2 + O_2 =$ $BaH_2 + HCl =$

$Na[AlH_4] + H_2O =$ $LiH + Cl_2 =$

12. Как отличить водород от кислорода, диоксида углерода, азота?

13. Нахождение в природе и биологическая роль водорода.

14. Применение водорода. Водород – топливо будущего.

*****Задания, выделенные жирным шрифтом, выполняются письменно.

Кислород. Получение и свойства. Пероксид водорода и его свойства

Вопросы к занятию:

1. Электронные формулы изотопов кислорода. Укажите валентные состояния и степени окисления атома кислорода.

2. Опишите строение молекулы кислорода и молекулярных ионов кислорода: O_2^+, O_2^-, O_2^{2-} с позиции метода молекулярных орбиталей?

3. Физические и химические свойства кислорода.

4. Получение кислорода в лаборатории и промышленности.

5. Оксиды металлов и неметаллов. Влияние характера связи в указанных соединениях на кислотно-основные свойства оксидов. **Приведите** уравнения реакций, характеризующих кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства оксидов.

6. Получение оксидов.

7. Пероксид водорода. Строение молекулы. Кислотные свойства пероксида водорода. Окислительно-восстановительные свойства пероксида водорода в кислой и щелочной средах.

8. Получение пероксида водорода. Комплексные соединения пероксида водорода, пероксосольваты.

9. Получение, строение, свойства, применение неорганических и органических пероксидов.

10. Получение и свойства супероксидов.

11. Озон. Строение молекулы. Физические свойства. Сравнение окислительной активности кислорода и озона. Взаимодействие озона с органическими соединениями. Применение.

12. Неорганические озониды. Получение, физические и химические свойства.

13. Вода. Аномалии воды. Химические свойства воды: каталитические, кислотно-основные, окислительно-восстановительные; вода как лигандообразователь.

14. Тяжелая вода.

Фосфор и его соединения

Теоретические вопросы:

1. Опираясь на электронное строение атома фосфора, укажите валентные возможности, степени окисления и координационные числа фосфора в соединениях. Приведите примеры.

2. Физические свойства и получение фосфора в промышленности.

3. Опишите строение полиморфных модификаций фосфора. Каковы условия превращения белого фосфора в красный и черный, красного фосфора в белый?

4. Химические свойства фосфора. Приведите уравнения реакций с простыми (кислородом, галогенами, серой, металлами) и сложными веществами (водой, кислотами и щелочами).

5. Фосфин. Получение, строение, основные и окислительно-восстановительные свойства.

6. И в молекуле аммиака, и в молекуле фосфина на центральном атоме имеется неподеленная электронная пара. Однако донорные свойства этих молекул существенно различны. Почему?

7. Оксиды фосфора. Получение, строение, свойства оксида фосфора (III). Почему правильнее писать P_4O_6, а не P_2O_3?

8. Фосфористая кислота. Получение, строение, основность. Кислотные и окислительно-восстановительные свойства. Фосфиты.

9. Получение, строение, свойства оксида фосфора (IV) и фосфорноватой кислоты. Кислотные и окислительно-восстановительные свойства фосфорноватой кислоты. Гипофосфаты.

10. Получение, строение, свойства оксида фосфора (V). Почему правильнее писать P_4O_{10}, а не P_2O_5?

11. Ортофосфорная кислота. Получение, строение, свойства. Гидролиз фосфатов.

12. Анионная конденсация ортофосфорной кислоты. Поли-, мета, ультрафосфорные кислоты.

13. Приведите константы диссоциации фосфорноватистой, фосфористой, ортофосфорной кислот. Как согласуются эти данные со строением указанных кислот? Какая из кислот – H_3PO_3 или H_3PO_2 проявляет большую восстановительную активность? **Ответ мотивируйте,** опираясь на значения φ°_{298} соответствующих полуреакций (см. приложение практикума по общей и неорганической химии / под ред. Н.Н. Павлова, В.И. Фролова.- М.: Дрофа, 2002; таблица № 6, стр. 285).

14. При растворении в воде тригалогенидов фосфора всегда чувствуется запах фосфина. Почему? **Приведите** уравнения реакций.

15. Пентахлорид фосфора прекрасный хлорирующий агент, который не только отдает хлор, но и присоединяет кислород, переходя в $POCl_3$. **Напишите** уравнения реакций хлорирования пентахлоридом фосфора:

а) металлического железа, б) диоксида серы, в) оксида алюминия.

16. Применение фосфора и его соединений.

17. Биологическая роль фосфора.

Углерод и его соединения

Вопросы к занятию:

1. Опираясь на электронное строение атома, укажите валентные возможности, степени окисления и координационные числа углерода в соединениях.

2. Нахождение углерода в природе. Изотопы углерода.

3. Охарактеризуйте аллотропные модификации углерода: алмаз, карбин, графит, фуллерит. Стеклоуглерод. Укажите причину различия их свойств. Какие типы гибридизации атомных орбиталей характерны для углерода?

4. Химические свойства углерода. **Приведите уравнения и условия** проведения реакций углерода с кислородом, галогенами, серой, азотом, кислотами.

5. Соединения углерода в отрицательной степени окисления. Ковалентные, ионно-ковалентные и металлические карбиды. Метаниды, ацетилиды: получение, свойства, применение.

6. Соединения углерода (IV). Приведите примеры соединений, в которых атом углерода находится в *sp*-, sp^2-, sp^3 – гибридизации. Физические, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства CO_2, CS_2, $COHal_2$,$CHal_4$. Получение CO_2, CS_2, $COHal_2$, $CHal_4$.

7. Строение, получение, свойства цианамида, циановой, изоциановой, гремучей, родановодородной кислот.

8. Соединения углерода (II). Строение молекулы оксида углерода (II) с позиций методов ВС и МО. Сравните порядок, длину и энергию связей, энергию ионизации, температуры плавления и кипения CO и N_2 и объясните особую близость их физических свойств.

9. Приведите реакции, характеризующие окислительно-восстановительные свойства CO. Получение CO.

10. Цианид водорода. Строение, получение, свойства.

11. Дициан. Строение, получение. Почему дициан называют псевдогалогеном? Приведите уравнения реакций.

12. Угольная кислота. Строение, свойства. Карбонаты и гидрокарбонаты: гидролиз, термическое разложение, получение. Какие соли угольной кислоты не получить по реакции обмена в водном растворе?

13. **Закончите** уравнения реакций разложения карбонатов металлов и расставьте коэффициенты:

$Na_2CO_3 \rightarrow MnCO_3 \rightarrow$

$BaCO_3 \rightarrow PbCO_3 \rightarrow$

$CaCO_3$ или $BaCO_3$ термически более устойчив? Почему?

14. Получение соды по аммиачному способу.

15. Тиоугольная кислота. Строение, получение.

16. **Закончите** уравнения реакций, расставьте коэффициенты, **назовите** реагенты и продукты:

$HCOOH \overset{t}{=}$

$H_2C_2O_4 \overset{t}{=}$

$CaCN_2 + H_2O =$

$HOOC\text{-}CH_2\text{-}COOH =$

$COCl_2 + H_2O =$

$Na_2CS_3 + H_2SO_4 =$

$[Ag(NH_3)_2]NO_3 + CO =$

$AlCl_3 + Na_2CO_3 + H_2O =$

$CO_2 + Zn \overset{t}{=}$

$Hg(ONC)_2 =$

$CO + Cl_2 =$

$CO(NH_2)_2 + H_2O =$

17. Комплексные соединения с углеродсодержащими лигандами.

Кремний и его соединения

Вопросы к занятию:

1. Каков характер изменения размера атома, энергии ионизации, сродства к электрону в IVA группе?

2. Опираясь на электронное строение атома, укажите валентные возможности, степени окисления и координационные числа кремния в соединениях.

3. Нахождение кремния в природе. Изотопы кремния. Получение кремния. Каким способом получают кремний для полупроводниковой техники?

4. Химические свойства кремния. **Приведитеуравнения и условия** проведения реакций кремния с металлами, кислородом, галогенами, серой, азотом, углеродом, водой, кислотами и щелочами. Чем объясняется, что кремний в «царской водке» не растворяется, но растворяется в смеси $HF + HNO_3$?

5. Соединения кремния в отрицательной степени окисления. Получение, свойства, применение.

6. Соединения кремния (IV): SiO_2, $SiHal_4$, SiS_2, SiC. Какие из них являются мономерами, какие – полимерами? Какую структуру: островную, цепную или координационную имеют эти соединения? Их физические свойства. Приведите температуры плавления SiO_2 и CO_2 и объясните их резкое различие.

7. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства SiO_2, $SiHal_4$, SiS_2, SiC. Получение SiO_2, $SiHal_4$, SiS_2, SiC.

8. Приведите формулы и названия кремневодородов. В чем сходство и различие химических свойств водородных соединений углерода и кремния? Дайте объяснение. Приведите примеры соответствующих реакций. Получение силанов. Почему для кремния аналоги этилена, ацетилена, бензола неустойчивы?

9. **Закончите** уравнения и расставьте коэффициенты:

$CaO + SiO_2 =$ $SiH_4 + KOH =$

$CaS + SiS_2 =$ $SiCl_4 + H_2O =$

$NaF + SiF_4 =$ $SiS_2 + H_2O =$

10. В каком направлении и почему смещается равновесие:

а) при насыщении диоксидом углерода водного раствора силиката натрия:

б) при прокаливании смеси Na_2CO_3 и SiO_2?

Приведите уравнения реакций. Какая кислота: угольная или кремниевая является более сильным электролитом?

11. **Составьте** структурные формулы SiO_4^{4-}, $Si_2O_7^{6-}$, $(SiO_3^{2-})_3$, $(Si_2O_5^{2-})_{2\infty}$. В чем принципиальное различие структур силикат- и карбонат-ионов: SiO_3^{2-} и CO_3^{2-}, SiS_3^{2-} и CS_3^{2-}?

12. В чем различие кристаллического и стеклообразного (аморфного) состояний?

13. Чем объясняется склонность кремниевых кислот к образованию коллоидных растворов? Что образуется при обезвоживании кремниевых кислот? Какое значение имеет продукт обезвоживания в технике?

14. Какова реакция среды раствора Na_2SiO_3. Как изменится степень гидролиза Na_2SiO_3 при добавлении к раствору двойного объема раствора хлорида аммония? Какой газ выделяется? **Написать** уравнения реакций.

15. Применение кремния и его соединений. Кварцевое стекло. Керамика. Цемент.

16. **Составьте** уравнения реакций получения «оконного» стекла.

Общая характеристика металлов

Общая характеристика металлов.

Щелочные, щелочноземельные металлы и их соединения

Теоретические вопросы:

8. Положение металлов в периодической системе. Электронные конфигурации атомов металлов. Общая характеристика атомов элементов.
9. Физические свойства простых веществ.
10. Металлическая связь:
   - теория электронного газа;
   - зонная теория кристаллов.
11. Кристаллические решетки металлов. Причины аллотропии.
12. Химические свойства металлов. Взаимодействие металлов с простыми и сложными веществами. Электрохимический ряд напряжений металлов.
13. Нахождение металлов в природе.
14. Общие способы получения металлов.

Каковы электронные формулы атомов элементов IA - группы? Как изменяются радиусы и потенциалы ионизации атомов элементов? Объясните особую устойчивость степени окисления +1 у *s*-элементов I группы.

17. Как изменяются температуры плавления и кипения в ряду щелочных металлов и чем это объясняется?
18. Каковы координационные числа щелочных металлов? Приведите примеры.
19. Химическая активность лития по сравнению с калием и натрием наименьшая, хотя значение его нормального электродного потенциала является наиболее отрицательным (-3.01 В). Чем это объясняется?
20. Какие кислородные соединения образуются при сгорании и окислении щелочных металлов? В чем причина образования различных продуктов горения?
21. Как взаимодействуют щелочные металлы с водой и кислотами?

22. Какие соединения щелочных металлов малорастворимы? **Напишите** уравнения образования малорастворимых соединений щелочных металлов в следующих реакциях:
    - гексагидроксостибат (V) калия с растворами натриевых солей образуется белый мелкокристаллический осадок;
    - гексанитритокобальтат (III) натрия с растворами калиевых солей образует желтый осадок;
    - гексахлороплатинат (IV) водорода и его натриевая соль образует с растворами солей, содержащими ионы K^+, Cs^+, Rb^+ желтые осадки соответствующих хлороплатинатов (IV);
    - перхлорат натрия с растворами солей калия образует осадок.
23. Взаимодействие щелочных металлов с водородом. Каков характер химической связи в гидридах металлов IA - группы? Различие в химических свойствах водородных соединений металлов и неметаллов.
24. **Вычислите** и проанализируйте значения ΔG^o_{298} реакции оксидов щелочных металлов с водой. Как изменяются кислотно – основные свойства в ряду указанных оксидов?
25. **Закончите** уравнения реакций и расставьте коэффициенты:

$NaH + H_2O =$ $\qquad$ $Na[AlH_4] + H_2O =$

$Na[BH_4] + NaOH =$ $\qquad$ $K[BH_4] + HCl =$

$LiH + Cl_2 =$

$Na_2O + Cr_2O_3 \xrightarrow{t} =$ $\qquad$ $KOH + Al_2O_3 =$

$Na_2O_2 + CO_2 =$ $\qquad$ $Na_2O_2 + KI + H_2SO_4 =$

$Na_2O_2 + Fe(OH)_2 + H_2O =$ $\qquad$ $Na_2O_2 + KMnO_4 + H_2SO_4 =$

$KO_2 + H_2O =$ $\qquad$ $KO_2 + HNO_3 =$

26. **Напишите** уравнения возможных реакций, протекающих при насыщении водного раствора гидроксида калия аммиаком, бурым газом, хлором, водородом, углекислым газом, хлороводородом и азотом.
27. С каким элементом II группы литий проявляет черты диагонального сходства? Какова причина данной аналогии?
28. На примере Na_2S, Na_2SO_4, K_2CO_3, K_2SO_3, KNO_3, KI и NaCl**рассмотрите** растворимость, отношение к нагреванию, гидролиз и окислительно-восстановительные свойства солей щелочных металлов.
29. Нахождение щелочных металлов в природе. **Напишите** схему электрохимических процессов, протекающих при электролизе расплава и раствора хлорида натрия. Можно ли в водном растворе при помощи химических реакции полученить металлический натрий? Дайте объяснение, основываясь на его положении в электро-химическом ряду напряжения металлов.
30. Каковы промышленные способы получения щелочей?
31. Какие вещества называют в технике: кальцинированной содой, кристаллической содой, питьевой содой, каустической содой?
32. Какова окраска пламени солей щелочных металлов?
33. Биологическая роль ионов Li^+, Na^+ и K^+.
34. Каковы электронные формулы атомов элементов IIA - группы? Выделите среди атомов *s*– элементов II группы полные и неполные электронные аналоги.
35. Как изменяются радиусы и потенциалы ионизации атомов элементов? Сравните энергию ионизации (E_1) атомов *s*– элементов II группы и соседних по периоду элементов. Объясните причину большего значения E_1 для элементов IIA – группы.
36. Какова природа химической связи в соединениях щелочноземельных металлов? Физические свойства щелочноземельных металлов.
37. Нахождение в природе и получение щелочноземельных металлов.
38. Каковы координационные числа элементов IIA - группы? Приведите примеры комплексных соединений. **Объясните** строение комплексного иона $[Mg(H_2O)_6]^{2+}$ с пози-

ций метода валентных связей. Почему ионы щелочноземельных металлов проявляют меньшую склонность к комплексообразованию по сравнению с ионами элементов подгруппы цинка?

39. Соединения щелочноземельных металлов с водородом. Их строение, реакционная способность, применение.
40. Взаимодействие щелочноземельных металлов с кислородом, галогенами, серой, азотом, водой и кислотами.
41. Сравните стандартные электродные потенциалы металлов IIA – группы. Почему Be и Mg при стандартных условиях не растворяются в воде?
42. Пользуясь произведением растворимости гидроксидов элементов IIA – группы, **рассчитайте** точные значения pH насыщенных растворов данных гидроксидов.
43. Каков характер изменения кислотно - основных свойств в ряду гидроксидов элементов IIA – группы. Практическое использование гидроксида кальция.
44. Подтвердите уравнениями реакций амфотерный характер Be, BeO, $Be(OH)_2$.
45. Какие из перечисленных солей подвергаются гидролизу: CaS, $BaSO_4$, $MgCl_2$, $SrCO_3$, $BeCl_2$? Можно ли получить BeS по обменной реакции в растворе?
46. Какая соль - $Be(NO_3)_2$или $Mg(NO_3)_2$ - при одинаковых условиях в большей степени подвергается гидролизу? **Написать** уравнение гидролиза данной соли. Как сместится равновесие гидролиза при добавлении кислоты; при добавлении соды?
47. Что происходит при насыщении оксидом углерода (IV) взвешенных в воде малорастворимых карбонатов магния, кальция, стронция и бария? При каких условиях эти процессы протекают в обратном направлении? Напишите уравнения реакций.
48. Правильным ли является утверждение, что в кристаллическом фториде бериллия бериллий двухвалентен? Приведите пример соединения, в котором бериллий двухвалентен.
49. Диагональное сходство элементов в периодической системе. В чем проявляется диагональное сходство между бериллием и алюминием, магнием и литием?
50. Какова окраска пламени солей кальция, бария, стронция?
51. Жесткость воды. Способы устранения временной и постоянной жесткости воды.
52. Биологическая роль ионов Ca^{2+}.
53. **Закончите** уравнения реакций и расставьте коэффициенты:

$BaH_2 + H_2O =$ $BaH_2 + CO_2 = C + \ldots$

$BaO_2 + FeSO_4 + H_2SO_4 =$ $BaO_2 + Cr_2(SO_4)_3 + NaOH =$

$BaO_2 + HgCl_2 = Hg + \ldots$ $Be(OH)_2 + KOH =$

$CaH_2 + H_2SO_4 = H_2S + \ldots$ $CaCO_3 + CO_2 + H_2O =$

$Ca(OH)_2 + Cl_2 =$ $Ca(OCl)_2 + KI + H_2SO_4 =$

$Mg + Bi(NO_3)_3 =$

Металлы IIIA – группы. Алюминий

Вопросы к занятию:

21. Какова электронная формула атома алюминия? Как изменяются радиусы атомов и потенциалы ионизации элементов IIIA - группы?
22. Какие степени окисления проявляют элементы IIIA – группы? Какие степени окисления устойчивы для галлия, индия, таллия? Как объяснить понижение характерной степени окисления в ряду Ga – Jn – Tl?
23. Какие координационные числа характерны для алюминия и элементов подгруппы галлия? Приведите примеры.
24. Почему металлический галлий проявляет более слабые восстановительные свойства, чем алюминий?
25. Каково отношение алюминия к воде, щелочам, разбавленным и концентрированным растворам HCl, H_2SO_4 и HNO_3? Пассивирование алюминия.
26. **Закончите** уравнения реакций и расставьте коэффициенты:

$AlP + H_2O =$ $AlP + NaOH =$

$AlP + H_2SO_4 =$ $Al + HCl =$

t $Na[Al(OH)_4] + NH_4NO_3 =$

$Al + FeO =$ $Al + KNO_3 + KOH =$

$Al + NaOH =$ $AlCl_3 + Na_2CO_3 =$

t $Tl_2(SO_4)_3 + KOH + Br_2 =$

$Al + HNO_3 =$ $Tl_2(SO_4)_3 + H_2S =$

27. Алюминий имеет высокое сродство к кислороду. Какое практическое применение имеет данный факт? Приведите примеры реакций алюмотермии.

28. Как изменяется характер гидроксидов элементов IIIA – группы? Как на основании ионных радиусов Al^{3+}, Ga^{3+}, Jn^{3+} объяснить различие свойств гидроксидов?

29. Получение, химические свойства оксида и гидроксида алюминия. Объяснить амфотерность гидроксида алюминия с позиций протолитической теории. **Напишите** уравнения соответствующих реакций.

30. Объясните некоторое уменьшение основных свойств и усиление кислотных свойств гидроксидов при переходе от $Al(OH)_3$ к $Ga(OH)_3$?

31. Не производя вычислений, сопоставьте степень гидролиза сульфата алюминия и сульфата галлия (см. вопрос № 10).

32. Гидролиз солей алюминия. Как влияет на степень гидролиза природа аниона? Возможно ли образование Al_2S_3 и $Al_2(CO_3)_3$ в водной среде по обменной реакции?

33. **Напишите** уравнения реакций в молекулярной и ионной форме, с помощью которых можно осуществить превращения:

$Al \rightarrow Al(OH)_3 \rightarrow Na_3[Al(OH)_6] \rightarrow Al_2(SO_4)_3$

34. Какие оксиды и хлориды галлия, индия и таллия образуются при взаимодействии простых веществ?

35. Чем объясняется способность молекул хлорида алюминия образовывать димеры гексахлорида диалюминия?

36. **Приведите** примеры реакций, подтверждающих окислительно–восстановительные свойства соединений галлия, индия и таллия.

37. Охарактеризуйте строение и свойства соединений типа $A^{III}B^{V}$. Почему межъядерные расстояния и энергии связи близки у следующих пар веществ: C (алмаз) – BN (боразон), Si – AlP, Ge – GaAs, α-Sn – JnSb? Каково практическое значение соединений индия типа $A^{III}B^{V}$?

38. Нахождение алюминия и элементов подгруппы галлия в природе. Получение металлов. Напишите схему электрохимических процессов, протекающих у электродов при электролитическом производстве алюминия из криолита.

39. Криолит $Na_3[AlF_6]$ получают синтетическим путем при растворении $Al(OH)_3$ и соды в водном растворе HF. Напишите уравнение реакции.

40. Применение алюминия. Дуралюмин, силумин, алюмогель, квасцы, молекулярные сита.

Металлы IVA – группы. Олово, свинец и их соединения

Вопросы к занятию:

25. Каковы электронные формулы атомов элементов IVA группы? Как изменяются атомные радиусы и потенциалы ионизации?

26. Охарактеризуйте в ряду простых веществ: C – Si - Ge – Sn – Pb характер изменения структуры, координационных чисел, типа и энергии химической связи.

27. Какие степени окисления являются устойчивыми для элементов подгруппы германия? Чем это можно объяснить?

28. Взаимодействие металлов с кислородом, водородом, галогенами, серой, азотом, металлами.

29. Проанализируйте различия в химической природе простых веществ в ряду Ge – Sn – Pb на примере их отношения к азотной кислоте.

30. Как взаимодействуют германий, олово, свинец с разбавленными и концентрированными соляной и серной кислотами? Напишите уравнения реакций.

31. Взаимодействие германия, олова, свинца с водой и щелочами.

32. Водородные соединения элементов IVA группы. На какой реакции основан общий способ получения водородных соединений *p*-элементов? Приведите уравнения реакций образования германа, станнана, плюмбана.

33. Как меняется природа связи в кристаллах оксидов в ряду CO_2 - PbO_2?

34. Напишите уравнения реакций, указывающих на амфотерные свойства гидроксида олова (II); оксида свинца (II).

35. Укажите условия образования оксо- и гидроксокомплексов германия, олова, свинца из соединений $ЭO_2$ или $ЭO_2 \cdot nH_2O$. Напишите уравнения реакций. В чем причина различия в химической активности α- и β-оловянных кислот?

36. **Закончите** уравнения реакций (кислота и щелочь взяты в избытке) и расставьте коэффициенты:

$Pb(CH_3COO)_2 + KOH =$

$K_2[Sn(OH)_6] + HCl =$

$Na_2PbO_2 + HNO_3 =$

37. Как изменяются восстановительные свойства ионов в ряду: Ge^{2+}, Sn^{2+}, Pb^{2+}? Подтвердите закономерность уравнениями реакций.

38. Как изменяются окислительные свойства в ряду: Ge^{4+}, Sn^{4+}, Pb^{4+}? Подтвердите закономерность уравнениями реакций.

39. Возможно ли окислить с помощью PbO_2 ионы Mn^{2+} до MnO_4^-? **Ответ обоснуйте** значениями φ^0_{298} полуреакций:

$PbO_{2\,(K)} + 4\,H^+ + 2\,e = Pb^{2+} + 2\,H_2O$

$MnO_4^- + 8\,H^+ + 5\,e = Mn^{2+} + 4\,H_2O$

40. Какое соединение: $SnCl_2$ или $SnCl_4$ более гидролизовано в водном растворе? Какое соединение образует $SnCl_4$ с продуктом гидролиза?

41. Известны устойчивые галогенокомплексы свинца (IV) типа $[PbHal_6]^{2-}$. Однако $PbCl_4$ неустойчив, а $PbBr_4$ и PbI_4 не получены. Как объяснить этот факт?

42. Каковы кислотно-основные свойства тетрагалогенидов германия, олова, свинца?

43. **Закончите** уравнения реакций и расставьте коэффициенты:

$SnCl_2 + Bi(NO_3)_3 + KOH =$

$SnCl_2 + K_2Cr_2O_7 + HCl =$

$SnCl_2 + FeCl_3 =$

$SnCl_2 + I_2 =$

$SnCl_4 + Zn =$

$Sn + HNO_3 + HCl =$

$K_4[Sn(OH)_6] + Bi(NO_3)_3 =$

$PbO_2 + Cr(NO_3)_3 + HNO_3 =$

$PbO_2 + Cr(NO_3)_3 + NaOH =$

$Pb(CH_3COO)_2 + CaCl(OCl) =$

$PbO_2 + Mn(NO_3)_2 + HNO_3 =$

44. **Напишите** реакции получения сульфида олова (II), свинца (II), олова (IV) из растворов их солей. Какой из сульфидов растворим в сульфиде аммония?

45. **Напишите** уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения:

$SnCl_4 \rightarrow SnS_2 \rightarrow Na_2SnS_3$

46. Нахождение германия, олова, свинца в природе.

47. Получение металлов:

- восстановление - оксидов, халькогенидов, солей водородом;
  - оксидов, солей углеродом;
- электролиз.

48. Применениегермания, олова, свинца и их соединений. Типографские сплавы, подшипниковые сплавы, припои.

Металлы VA – группы. Сурьма, висмут и их соединения

Вопросы к занятию:

16. Напишите электронные формулы атомов As, Sb, Bi. Объясните характер изменения устойчивой степени окисления и первого потенциала ионизации в данном ряду.

17. Охарактеризуйте устойчивые модификации As, Sb, Bi. Как изменяются в ряду P – As – Sb – Bi межъядерные расстояния устойчивых модификаций и как это согласуется с усилением металлических признаков?

18. Проанализируйте изменение электроотрицательности атомов мышьяка, сурьмы и висмута. Проиллюстрируйте изменение химической природы простых веществ в ряду

P – As – Sb – Bi на примере их взаимодействия с азотной кислотой.

19. Как изменяются кислотно–основные и окислительно–восстановительные свойства оксидов: As_2O_3, Sb_2O_3, Bi_2O_3, As_2O_5, Sb_2O_5, Bi_2O_5? Какие факторы влияют на изменение этих свойств?

20. Чем различаются продукты, образующиеся при растворении в щелочи оксида фосфора (V) и оксида сурьмы (V)?

21. Каков характер изменения кислотно–основных свойств в ряду гидроксидов As(III) – Sb(III) – Bi(III)? **Напишите** в молекулярном и ионном виде уравнения реакций получения $As(OH)_3$, $Sb(OH)_3$, $Bi(OH)_3$ и их взаимодействия с избытком кислоты и щелочи. Какими свойствами обладают данные гидроксиды? Как практически отделить друг от друга малорастворимые $Sb(OH)_3$ и $Bi(OH)_3$?

22. **Напишите** уравнения реакций получения простейших гидроксидов As(V) и Sb(V).

23. Как изменяется восстановительная активность в ряду As(III) – Sb(III) – Bi(III) и окислительная активность в ряду As(V) – Sb(V) – Bi(V)? **Ответ обоснуйте** значениями φ^0_{298} соответствующих систем.

24. **Закончите** уравнения реакций и расставьте коэффициенты:

$As + NaClO + NaOH = Na_3AsO_4 +$

$Na_3AsO_4 + KI + H_2SO_4 =$

$Sb + HNO_3 + HCl =$

$SbCl_3 + HCl + Zn =$

$KBiO_3 + FeSO_4 + KOH =$

$KBiO_3 + Mn(NO_3)_2 + HNO_3 =$

$AsH_3 + KMnO_4 + H_2SO_4 =$

$Sb_2S_3 + Na_2S =$

$Bi_2S_3 + HNO_3 = Bi_2(SO_4)_3 +$

$NaBiO_3 + HCl(к) =$

$Bi(OH)_3 + Cl_2 + NaOH =$

25. **Напишите** уравнения реакций получения водородных соединений мышьяка, сурьмы и висмута. Строение, изменение длины связи и ее полярности, электронодонорных свойств и устойчивости в ряду молекул AsH_3 -SbH_3 - BiH_3.

26. В судебной медицине для доказательства отравления мышьяком используют процедуру, называемую реакцией Марша. Суть процесса состоит в следующем: к раствору соляной кислоты, содержащей растворимое соединение мышьяка добавляют цинк. Газ, выделяющийся в результате реакции пропускают через стеклянную трубку, нагреваемую газовой горелкой. В зоне нагрева образуется блестящее кольцо металлического мышьяка. **Напишите** уравнения происходящих процессов и подумайте, что будет наблюдаться при замене соединений мышьяка на оксид сурьмы или оксид фосфора?

27. Каков характер изменения кислотно–основных свойств в ряду галогенидов фосфора, мышьяка, сурьмы и висмута? В каком случае гидролиз галогенидов необратим? **Напишите** уравнения гидролиза $SbCl_3$ и $BiCl_3$.

28. Какова природа сульфидов мышьяка, сурьмы и висмута? **Напишите** реакции получения этих соединений и их отношение к действию соляной кислоты и раствора сульфида аммония.

29. Нахождение мышьяка, сурьмы и висмута в природе. Получение.

30. Применение мышьяка, сурьмы, висмута и их соединений. Сплав Вуда.

Металлы IVB – группы. Титан. Цирконий. Гафний. Свойства соединений.

Вопросы к занятию:

1. Каковы электронные формулы атомов элементов подгруппы титана?

2. Зная общие закономерности химии *d*– элементов, проанализируйте как изменяются:

- радиусы и потенциалы ионизации атомов элементов подгруппы ванадия; **приведите значения**?

- величины температур плавления и кипения металлов с возрастанием порядкового номера элемента; **приведите значения**.

3. Какие степени окисления наиболее характерны для титана, циркония, гафния и чем это объясняется?

4. Реакционная способность металлов. Взаимодействие титана, циркония, гафния с простыми веществами, щелочами, кислотами и смесями кислот. **Напишите** уравнения реакций.

Отметьте появление окраски раствора в реакции титана с кислотой. **Какому иону титана** присуща такая окраска раствора?

5. **Получение гидроксидов** титана, циркония, гафния. Каков кислотно-основный **характер** этих гидроксидов? Какова их **устойчивость**?

6. Напишите уравнение реакций, отвечающих цепочкам превращений:

а) $TiCl_4 \rightarrow TiCl_3 \rightarrow Ti(OH)_3 \rightarrow Ti(OH)_4$

б) $Ti(OH)_4 \rightarrow TiO_2 \rightarrow Ti_2O_3$

в) $Ti \xrightarrow{+HCl} A \xrightarrow{+KOH} Б \xrightarrow{+HCl} В \xrightarrow{+O_2} Г$

7. **Применение и получение** титана, циркония, гафния.

Металлы VB – группы. Ванадий, ниобий, тантал. Свойства соединений.

Вопросы к занятию:

1. Каковы электронные формулы атомов элементов подгруппы ванадия?

2. Зная общие закономерности химии *d*– элементов, проанализируйте как изменяются:

- радиусы и потенциалы ионизации атомов элементов подгруппы ванадия; **приведите значения**?

- величины температур плавления и кипения металлов с возрастанием порядкового номера элемента; **приведите значения**.

3. Какие степени окисления наиболее характерны для ванадия, ниобия, тантала и чем это объясняется?

4. Реакционная способность металлов. Взаимодействие ванадия, ниобия, тантала с простыми веществами, щелочами, кислотами и смесями кислот. **Напишите** уравнения реакций.

5. Получение гидроксидов ванадия, ниобия, тантала. Каков кислотно-основный **характер** этих гидроксидов? Какова их **устойчивость**?

6. Восстановительные свойства соединений ванадия. **Приведите** уравнения реакций.

7. Проведите мысленный эксперимент:

в пробирку налейте 2 мл 70% серной кислоты, внесите 2–3 гранулы цинка, подождите 2–3 мин, пока не начнется активное выделение водорода, и влейте 2 мл раствора NH_4VO_3. **Запишите уравнения** реакций последовательного восстановления ванадия из степени окисления +5 до степени окисления +2, **отметьте** последовательное изменение окраски раствора:

1. $VO_3^- \rightarrow VO_2^+$;
2. $VO_2^+ \rightarrow VO^+$;
3. $VO^+ \rightarrow V^{3+}$;
4. $V^{3+} \rightarrow V^{2+}$ . .

8. **Применение и получение** ванадия, ниобия, тантала.

Металлы *d*-семейства

Вопросы к занятию:

16. Переходные элементы. Положение в Периодической системе. Особенности электронного строения атомов элементов *d* - и *f* - семейств.
17. Орбитальные радиусы. Вторичная и внутренняя периодичности. Их обусловленность электронным строением атомов элементов.
18. Контракционная аналогия. Эффект проникновения электронов к ядру.
19. Физические свойства атомов элементов *d*- семейства: заряд ядра, атомная масса, орбитальный радиус, потенциал ионизации, сродство к электрону. Характер их изменения в Периодической системе.
20. Физические свойства простых веществ элементов *d*- семейства: молярный объем, энтальпия атомизации, температура плавления, магнитная восприимчивость. Характер их изменения в Периодической системе.
21. Соединения постоянного и переменного состава. Дальтониды и бертоллиды.
22. Оксиды элементов *d* - семейства. Кислотно-основные свойства оксидов. Их зависимость от степени окисления элемента. Химические свойства подтвердите уравнениями реакций на примере оксидов элементов VIIB- группы.
23. Гидроксиды элементов *d*- семейства. Кислотно-основные свойства. Окислительно- восстановительные свойства. Зависимость кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств гидроксидов от степени окисления элемента. Химические свойства подтвердите уравнениями реакций на примере гидроксидов элементов VIIB-группы.
24. Водородные соединения элементов *d*- семейства.
25. Галогениды элементов *d* -семейства.
26. Металлоподобные соединения.
27. Химические свойства элементов 1-го переходного ряда.
28. Химические свойства элементов 2-го и 3-го переходных рядов.
29. Распространение в природе. Получение металлов.
30. Практическое применение.

Металлы VIB – группы. ХРОМ И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ

Вопросы к занятию:

17. Каковы электронные формулы атомов элементов VIB - группы?
18. Зная общие закономерности химии *d*– элементов, проанализируйте как изменяются:

- радиусы и потенциалы ионизации атомов элементов подгруппы хрома? Какие степени окисления наиболее характерны для хрома, молибдена, вольфрама?
- величины теплот атомизации, температур плавлния и кипения металлов подгруппы хрома от возрастания порядкового номера элемента.

19. Как изменяется химическая активность в ряду Cr - Mo - W? Приведите примеры реакций.

а) Взаимодействие хрома с разбавленной соляной и серной кислотами. **Напишите** уравнения реакций с учетом образования аквакомплексов хрома.

б) Взаимодействие молибдена и вольфрама с кислотами.

В виде каких ионов существуют Cr(II), Cr(III), Cr(VI), Mo(VI), W(VI) в водных растворах? Каковы координационные числа элементов?

в) В чем заключается пассивирование металлов?

20. Как изменяются кислотно–основные свойства однотипных соединений хрома в ряду: CrF_2 - CrF_3 -CrF_6? Подтвердите уравнениями реакций.
21. Восстановительные свойства соединений Cr(II). **Приведите** уравнения реакций. Почему изменяется окраска растворов соединений Cr(II) как в присутствии, так и в отсутствии кислорода?
22. Получение и кислотно–основные свойства оксида Cr(III).

23. В какой форме ионы Cr^{3+} существуют в кислом и щелочном растворах? **Приведите** уравнения реакций, подтверждающие кислотно–основные свойства гидроксида хрома (III). Почему прокаленный Cr_2O_3 чимически менее активен, чем свежеполученный $Cr(OH)_3$?

24. **Приведите** примеры реакций окисления соединений Cr(III). Какая среда способствует протеканию данного процесса?

25. Приведите уравнение гидролиза $CrCl_3$.

26. Известны три изомера $CrCl_3 \times H_2O$. **Напишите** их формулы. Каков тип изомерии? Предложите способ идентификации данных изомеров.

27. Оксохроматы (VI) изоструктурны оксосульфатам (VI). Приведите примеры малорастворимых оксохроматов (VI). Каковы значения произведения растворимости этих солей?

28. Напишите уравнения, иллюстрирующие смещение равновесия между хромат (VI) - и дихромат (VI) – ионами? Как изменяется окраска при димеризации ионов CrO_4^{2-}?

29. Приведите значения температур плавления и объясните характер изменения данных величин в ряду CrO_3 – MoO_3 – WO_3. Как изменяются термическая устойчивость и окислительная активность в ряду оксидов подгруппы хрома?

30. Окислительные свойства соединений хрома (VI). В какой среде данные свойства выражены сильнее? **Приведите** примеры реакций восстановления соединений хрома (VI) в кислой, нейтральной и щелочной средах.

31. Нахождение металлов VIB - группы в природе.

32. Способы получения Cr, Mo и W в промышленности. Практическое применение феррохрома, ферромолибдена и ферровольфрама.

Металлы VIIB–группы. Марганец и его соединения

Вопросы к занятию:

16. Каковы электронные формулы атомов элементов VIIB - группы? Как изменяются радиусы и потенциалы ионизации атомов элементов подгруппы марганца? Какие степени окисления наиболее характерны для марганца, технеция и рения?

17. В виде каких ионов существуют Mn(II), Mn(VI), Mn(VII), Tc(VII), Re(VII) в водных растворах? Каковы координационные числа элементов?

18. Приведите величины теплот атомизации, температур плавлния и кипения металлов подгруппы марганца. Объясните характер их изменения в зависимости от возрастания порядкового номера элемента.

19. Пользуясь таблицей «Стандартные электродные потенциалы» некоторых окислительно–восстановительных систем [табл. № 12 (1)] приведите значения стандартных окислительнх потенциалов соответствующих полуреакций, протекающих в кислой среде, для систем: Mn^{2+}/Mn, TcO_4^-/Tc, ReO_4^-/Re.

- Как изменяется химическая активность в ряду Mn - Tc – Re? Приведите примеры реакций.
- Взаимодействие марганца с разбавленной и концентрированной соляной, серной и азотной кислотами. **Напишите** уравнения реакций с учетом образования аквакомплексов марганца.
- **Взаимодействие** технеция и рения с кислотами. В виде каких ионов существуют Tc(VII), Re(VII) в водных растворах?

20. Приведите примеры реакций гидролиза соединений марганца.

21. Как изменяются кислотно–основные свойства оксидов марганца в ряду:

MnO – Mn_2O_3 - MnO_2 – MnO_3 – Mn_2O_7.

22. Восстановительные свойства соединений Mn(II).

23. Охарактеризуйте окислительно–восстановительные свойства MnO_2. Какие условия необходимы для перевода соединений Mn(IV) в производные Mn(II) и Mn(VI)? **Приведите** примеры реакций.

24. Приведите значения φ^0_{298} полуреакций типа

$$ЭO_4^- + 4\ H^+ + 3\ e = ЭO_2 + 2\ H_2O$$

для марганца, технеция и рения. Для какого из указанных элементов наиболее характерно превращение $ЭO_2$ в$ЭO_4^-$, т.е. переход Э(IV) в Э(VII).

25. Как изменяются кислотно–основные свойства гидроксидов марганца в ряду: $Mn(OH)_2$ - $Mn(OH)_4$ – H_2MnO_4 - $HMnO_4$.

26. Приведите примеры бинарных соединений Tc(VI) и Re(VI) и анионных комплексов Mn(VI), Tc(VI) и Re(VI).

27. Можно ожидать, что ион MnO_4^{2-} прявляет окислительные и восстановительные свойства, соответствующие понижению и повышению степени окисления марганца. Каковы условия перевода иона MnO_4^{2-} в Mn^{2+}, в MnO_2 и в MnO_4^-? **Приведите** примеры реакций.

28. Приведите примеры соединений и соответствующих им анионных комплексов Mn(VII), Tc(VII) и Re(VII). Каковы кислотно–основные свойства бинарных соединений Э(VII)? **Приведите** уравнения реакций $Э_2O_7$ и $ЭOF_3$ с водой.

29. Какая среда благоприятствует реакциям перехода MnO_4^- в $[Mn(H_2O)_6]^{2+}$, MnO_4^- в MnO_2, MnO_4^- в MnO_4^{2-}? **Приведите** примеры реакций. В какой среде – кислой или щелочной – окислительные свойства MnO_4^- проявляются в большей степени?

30. Нахождение металлов VIIB - группы в природе. Получение ферромарганца. Методы получения Mn, Tc и Re в промышленности. Применение металлов.

Металлы VIIIB–группы. Элементы семейства железа.
Вопросы к занятию:

2. Каковы электронные формулы атомов элементов триады железа?

3. Зная общие закономерности химии *d*–элементов, проанализируйте как изменяются:

- радиусы и потенциалы ионизации атомов элементов триады железа?
- величины теплот атомизации, температур плавлния и кипения металлов с возрастанием порядкового номера элемента.

4. Какие степени окисления наиболее характерны для железа, кобальта, никеля?

5. Реакционная способность металлов. Взаимодействие железа, кобальта, никеля с разбавленной соляной и серной кислотами. **Напишите** уравнения реакций с учетом образования аквакомплексов.

6. В чем заключается пассивирование металлов?

7. В виде каких комплексных ионов существуют Fe(II), Fe(III), Fe(VI), Co(II), Co(III), Co(IV), Ni(II), Ni(IV) в водных растворах? Каковы координационные числа элементов?

8. Кислотно–основные и окислительно-восстановительные свойства оксидов и гидроксидов железа, кобальта, никеля. **Подтвердите** уравнениями реакций.

9. Качественные реакциии на ионы Fe^{2+}, Fe^{3+}.

10. Приведите уравнения гидролиза солей железа, кобальта, никеля.

11. Получение и свойства соединений Fe(VI). Пользуясь таблицей “Стандартные электродные потенциалы некоторых окислительно–восстановительных систем [табл. № 12 (1)] приведите значение φ^0_{298} соответствующих полуреакций, протекающих в кислой среде, для систем: FeO_4^{2-}/ Fe^{3+}, MnO_4^-/Mn^{2+}, $Cr_2O_7^{2-}/Cr^{3+}$. Сделайте вывод об окислительной способность оксоферратов (VI), оксоманганатов (VII) и оксохроматов (VI).

12. Нахождение металлов триада железа в природе. Способы получения Fe, Co, Ni в промышленности.

13. Практическое применение металлов и их сплавов.

14. Биологическая роль железа.

Металлы IB–группы. Медь, серебро и их соединения.

Вопросы к занятию:

1. Каковы электронные формулы атомов элементов подгруппы меди?

2. Зная общие закономерности химии *d*– элементов, проанализируйте как изменяются:

- радиусы и потенциалы ионизации атомов элементов подгруппы меди?

- величины теплот атомизации, температур плавлния и кипения металлов с возрастанием порядкового номера элемента.

3. Какие степени окисления наиболее характерны для меди, серебра, золота и чем это объясняется?

4. Реакционная способность металлов. Взаимодействие меди, серебра, золота с простыми веществами, щелочами, кислотами и смесями кислот. **Напишите** уравнения реакций с учетом образования комплексных ионов.

5. Получение гидроксидов меди, серебра, золота. Каков кислотно-основный характер этих гидроксидов? Какова их устойчивость?

6. Если действием щелочи на $CuSO_4$ осадить гидроксид меди, а затем прокипятить полученную систему, то осадок чернеет. Почему? **Приведите** уравнения реакций.

7. Напишите уравнения реакций растворения гидроксида меди в кислоте и в растворе аммиака.

8. Получение гидроксидов серебра, золота. Каков кислотно-основный характер этих гидроксидов? Какова их устойчивость?

9. Получение, строение, свойства комплексных соединений меди, серебра, золота. **Приведите** уравнения реакций.

10. Почему аммиакат серебра неустойчив в кислых средах?

11. В растворе ион Cu^+ неустойчив – он либо диспропорционирует, либо окисляется кислородом, нов нерастворимых солях он может существовать. Одной из таких солей является CuI (ПР = $1\cdot10^{-12}$). **Напишите** уравнения окислительно- восстановительной реакции, протекающей при добавлении раствора KI к раствору сульфата меди.

12. Назовите важнейшие сплавы меди и укажите их примерный состав.

13. Какие процессы происходят при электролизе растворов сульфата меди: а) с медным; б) с платиновым электродами?

14. В чем заключается рафинирование меди? Что происходит при этом с с содержащимися в черновой меди примесями более активных (Zn, Ni) и менее активных (Ag, Hg) металлов?

15. **Закончите** уравнения реакций и расставьте коэффициенты:

$$Ag_2O + H_2O_2 \rightarrow$$

$$AgBr + Na_2S_2O_{3(избыток)} \rightarrow$$

$$Cu + KCN + H_2O \rightarrow$$

16. **Закончите** уравнения реакций и расставьте коэффициенты:

$Au(OH)_3 + HCl_{(конц.)} \rightarrow$

$AuCl_3 + H_2O_2 + KOH \rightarrow$

$Au + NaCN + O_2 + H_2O \rightarrow$

$AuCl_3 + SnCl_2 + H_2O \rightarrow$

Металлы IIIB–группы. Лантаноиды и актиноиды.

Вопросы к занятию:

1. Переходные элементы. Положение в Периодической системе. Особенности электронного строения атомов элементов *f*-семейств. **Приведите** электронные формулы атомов европия и урана.

2. Каков характер изменения орбитальных радиусов и энергий ионизации атомов элементов *f*-семейства?

3. Чем обусловлено весьма значительное сходство химических свойств лантаноидов? Какие из них могут проявлять дополнительные степени окисления и какие? Каковы координационные числа лантаноидов.

4. В отличие от рядов *p*- и *d*-элементов, увеличение числа электронов в атомах лантаноидов не приводит к увеличению степени окисления в ряду Ce – Lu. Объясните причину этого.

5. Вторичная и внутренняя периодичности. Их обусловленность электронным строением атомов элементов. Контракционная аналогия. Эффект проникновения электронов к ядру.

6. Химические свойства лантаноидов. Реакции с неметаллами, водой, разбавленными и концентрированными кислотами. **Приведите** уравнения реакций.

7. Как и почему меняется основной характер гидроксидов при переходе от скандия к лантану и от лантана к лютецию?

8. Как будет меняться, при прочих одинаковых условиях (каких?), степень гидролиза солей в ряду лантаноидов?

9. Окислительно-восстановительные свойства соединений лантаноидов.

10. Сульфат церия (III) окисляется в щелочной среде кислородом воздуха в гидроксид церия (IV). Как ведет себя полученный гидроксид по отношению к концентрированной соляной кислоте? **Напишите** уравнения реакций.

11.**Закончите** уравнения реакций и подберите коэффициенты:

$$KMnO_4 + Ce_2(SO_4)_3 + H_2SO_4 \rightarrow ...$$

$$Ce(SO_4)_2 + FeSO_4 + H_2SO_4 \rightarrow ...$$

12. З**акончите** уравнения реакций и подберите коэффициенты:

$$UO_2 + HCl + HNO_{3\,(конц)} \rightarrow ...$$

$$U(SO_4)_2 + KMnO_4 + ... \rightarrow ...$$

13. Охарактеризуйте кислотно-основные свойства UO_3, образующего при взаимодействии с минеральными кислотами соли диоксоурана, а при сплавлении со щелочами – уранаты. **Напишите** уравнения соответствующих реакций.

14. Подобно *d*-элементам VI группы уран образует диуранат аммония. **Напишите** реакцию его термического разложения и сравните ее с соответствующими реакциями дихромата и вольфрамата аммония.

15.**Напишите** уравнения реакций AmO_2 с соляной и серной кислотами.

ВОПРОСЫ К КОЛЛОКВИУМУ

Металлы

1. Положение металлов в периодической системе. Электронные конфигурации атомов металлов. Общая характеристика атомов элементов.
2. Физические свойства простых веществ.
3. Металлическая связь:
   - теория электронного газа;
   - зонная теория кристаллов.
4. Кристаллические решетки металлов. Причины аллотропии.
5. Химические свойства металлов. Взаимодействие металлов с простыми и сложными веществами. Электрохимический ряд напряжений металлов.
6. Нахождение металлов в природе.
7. Общие способы получения металлов.

КОМПЛЕКТ ЗАДАНИЙ ДЛЯ КОНТРОЛЬНОЙ РАБОТЫ

Контрольная работа № 1

Вариант 1

1. Масса нейтрона $1{,}675 \cdot 10^{-27}$ кг, а скорость движения его $4 \cdot 10^2$ м/с. Определите длину волны де Бройля.

2. Сколько свободных *d*-орбиталей содержится в атомах Sc, Ti? Напишите электронные формулы атомов этих элементов?

3. Атому какого из элементов отвечает каждая из приведенных электронных формул: а) $1s^2 2s^2 2p^3$; б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$?

4. Напишите значения квантовых чисел ml и ms для тех четырнадцати электронов, у которых главное и орбитальное квантовые числа соответственно равны 4 и 3.

5. Рассчитайте энергию фотона и энергию моля фотонов, если их длина волны равна 400 нм. Каков момент этого фотона? С какой скоростью будет двигаться атом водорода, если фотон столкнется с ним и будет поглощен? (Атом водорода находился в состоянии покоя.)

Вариант 2

1. Что характеризуют главное и орбитальное квантовые числа, какие значения принимают, как обозначаются? Напишите электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 8 и 28.

2. Сколько свободных d-орбиталей содержится в атомах Co, Fe? Напишите электронные формулы атомов этих элементов?

3. Атому какого из элементов отвечает каждая из приведенных электронных формул: а) $1s^2 2s^2 2p^1$; б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$?

4. Напишите значения квантовых чисел m_l и m_s для тех электронов, у которых главное и орбитальное квантовые числа соответственно равны 2 и 0.

5. Рассчитайте энергию фотона и энергию моля фотонов, если их длина волны равна 500 нм. Каков момент этого фотона? С какой скоростью будет двигаться атом водорода, если фотон столкнется с ним и будет поглощен? (Атом водорода находился в состоянии покоя.)

Вариант 3

1. Что характеризуют магнитное и спиновое квантовые числа, какие значения принимают, как обозначаются? Покажите распределение электронов по квантовым ячейкам для атомов элементов с порядковыми номерами 32 и 26.

2. Сколько свободных d-орбиталей содержится в атомах As, Mo? Напишите электронные формулы атомов этих элементов?

3. Атому какого из элементов отвечает каждая из приведенных электронных формул: а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3 4s^2$ б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$?

4. Напишите значения квантовых чисел m_l и m_s для тех электронов, у которых главное и орбитальное квантовые числа соответственно равны 4 и 2.

5. Рассчитайте энергию фотона и энергию моля фотонов, если их длина волны равна 600 нм. Каков момент этого фотона? С какой скоростью будет двигаться атом водорода, если фотон столкнется с ним и будет поглощен? (Атом водорода находился в состоянии покоя.)

Вариант 4

1. Сформулируйте правило Клечковского. Какая орбиталь заполняется электронами в первую очередь: 5f или 6s; 5d или 7s?

2. Сколько свободных d-орбиталей содержится в атомах Fe^{2+}, Fe^{3+}? Напишите электронные формулы атомов этих элементов?

3. Атому какого из элементов отвечает каждая из приведенных электронных формул: а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6 5d^1 6s^2$ б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$?

4. Напишите значения квантовых чисел m_l и m_s для тех, у которых главное и орбитальное квантовые числа соответственно равны 5 и 3.

5. Рассчитайте энергию фотона и энергию моля фотонов, если их длина волны равна 700 нм. Каков момент этого фотона? С какой скоростью будет двигаться атом водорода, если фотон столкнется с ним и будет поглощен? (Атом водорода находился в состоянии покоя.)

Вариант 5

1. Сформулируйте принцип Паули, правило Хунда. Какое максимальное число электронов могут занимать s- p- d-орбитали?

2. Сколько свободных d-орбиталей содержится в атомах Ni, Mn? Напишите электронные формулы атомов этих элементов?

3. Атому какого из элементов отвечает каждая из приведенных электронных формул: а) $1s^22s^22p^4$; б) $1s^22s^22p^63s^23p^3$?

4. Напишите значения квантовых чисел m_l и m_s для тех, у которых главное и орбитальное квантовые числа соответственно равны 3 и 2.

5. Рассчитайте энергию фотона и энергию моля фотонов, если их длина волны равна 800 нм. Каков момент этого фотона? С какой скоростью будет двигаться атом водорода, если фотон столкнется с ним и будет поглощен? (Атом водорода находился в состоянии покоя.)

Контрольная работа № 2

Вариант 1

1. Какой объем воды потребуется для растворения нитрата калия массой 8 г, если в приготовленном растворе массовая доля соли должна составить 1%.

2. В каком соотношении надо смешать растворы массовой долей растворенного вещества 10 и 50 %, чтобы получить раствор массой 800г, для которого $\omega_в = 25$ %.

3. Коэффициент растворимости KNO_3 при температуре 35 и 75°С соответственно равен 55 и 150 г. Соль какой массы потребуется для приготовления насыщенного раствора при этих температурах растворов массой 60 г каждый?

4. Ступенчатые константы диссоциации сероводорода K_1 и K_2 равны соответственно $6\cdot10^{-8}$ и $1\cdot10^{-14}$. Вычислить концентрации ионов H^+, HS^-, S^{2-} в 0,1М растворе H_2S.

5. Указать, какие из перечисленных ниже солей подвергаются гидролизу: $ZnBr_2$, K_2S, $Cr(NO_3)_3$. Написать уравнение гидролиза по каждой ступени, указать реакцию водного раствора соли.

Вариант 2

1. Чем можно объяснить, что при стандартных условиях невозможна реакция, протекающая по уравнению:

H_2 (г) + CO_2 (г) = CO (г) + H_2O (ж); ΔH = - 2,85 кДж.

Вывод сделайте на основании качественного изменения энтропии. Зная тепловой эффект реакции и абсолютные стандартные энтропии соответствующих веществ определите ΔG^0_{298} этой реакции.

2. При синтезе аммиака равновесие установилось при следующих концентрациях реагирующих веществ: $C(N_2)$ = 2,5 моль/л; $C(H_2)$ = 1,8 моль/л; $C(NH_3)$ = 3,6 моль/л. Рассчитайте константу равновесия этой реакции и исходные концентрации азота и водорода.

3. До какого объема следует разбавить раствор HC1 объемом 25 мл с молярной концентрацией 6 моль / л, чтобы концентрация стала равной 0,2 моль / л ?

4. К раствору $FeCl_3$ добавили: а) HCl; б) KOH; в) K_2CO_3; г) H_2O. В каких случаях гидролиз хлорида железа(III) усилится? Составьте соответствующие молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций.

5. Вычислите степень диссоциации и концентрацию ионов NH^{4+} и концентрацию гидроксид ионов OH^- в 0,5 М растворе NH_4OH, если константа диссоциации нашатырного спирта составляет $1,8\cdot10^{-5}$.

Вариант 3

1. Определите количество теплоты, выделившееся при гашении 100 кг извести водой при 250 °С, если известны стандартные теплоты образования веществ, участвующих в химической реакции: ΔH^0_{298}, Ca O (тв) = - 635,1 кДж/ моль; ΔH^0_{298},H2O(ж)= -285,84 кДж/моль; ΔH^0_{298}, $Ca(OH)_2$(тв) = - 986,2 кДж/моль.

2. Начальные концентрации веществ в реакции $CO + H_2O = CO_2 + H_2$ были равны (моль/л): C(CO) = 0,05; C(H_2O газ) = 0,06; C(CO_2) = 0,4; C(H_2) = 0,2. Вычислите концентрации всех реагирующих веществ, после того как прореагировало 60 % H_2O.

3. Какой объем раствора серной кислоты с массовой долей серной кислоты 96 % и плотностью 1,835 г / мл нужно взять для приготовления 5 л 0,5 н раствора серной кислоты ?

4. Какие из пар солей в водных растворах взаимно усиливают гидролиз друг друга: а) $AlCl_3$ и K_2S; б) $CrCl_3$ и K_2CO_3; в) $FeCl_3$ и Na_2SO_3. Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения соответствующих реакций.

5. Для практической остановки реакции применяют быстрое охлаждение реакционной смеси. Определите, во сколько раз изменится скорость реакции при охлаждении реакционной смеси с 40 до -100 °С, если температурный коэффициент реакции равен 2.7.

Вариант 4

1. Какой объем воды потребуется для растворения нитрата калия массой 15 г, если в приготовленном растворе массовая доля соли должна составить 1%.

2. В каком соотношении надо смешать растворы массовой долей растворенного вещества 20 и 40 %, чтобы получить раствор массой 800 г, для которого $\omega_в$ = 25 %.

3. Коэффициент растворимости KNO_3 при температуре 35 и 75°С соответственно равен 55 и 150 г. Соль какой массы потребуется для приготовления насыщенного раствора при этих температурах растворов массой 80 г каждый?

4. Ступенчатые константы диссоциации сероводорода K_1 и K_2 равны соответственно $6\cdot10^{-8}$ и $1\cdot10^{-14}$. Вычислить концентрации ионов H^+, HS^-, S^{2-} в 0,5 М растворе H_2S.

5. Указать, какие из перечисленных ниже солей подвергаются гидролизу: $ZnBr_2$, K_2S, $Cr(NO_3)_3$. Написать уравнение гидролиза по каждой ступени, указать реакцию водного раствора соли.

Вариант 5

1. При образовании 6,6г CO_2 по уравнению реакции: C(тв) +O_2= CO_2(г) выделилось 59,1 кДж теплоты. Рассчитайте стандартную энтальпию образования углекислого газа. **2.** При синтезе аммиака равновесие установилось при следующих концентрациях реагирующих веществ: C(N_2) = 2,5 моль/л; C(H_2) = 1,8 моль/л; C(NH_3) = 3,6 моль/л. Рассчитайте константу равновесия этой реакции и исходные концентрации азота и водорода.

3. До какого объема следует разбавить раствор HC1 объемом 45 мл с молярной концентрацией 3 моль / л, чтобы концентрация стала равной 0,2 моль / л ?

4. К раствору $AlCl_3$ добавили: а) HCl; б) KOH; в) K_2CO_3; г) H_2O. В каких случаях гидролиз хлорида алюминия усилится? Составьте соответствующие молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций.

5. Вычислите степень диссоциации и концентрацию ионов NH^{4+} и концентрацию гидроксид ионов OH^- в 0,1 М растворе NH_4OH, если константа диссоциации нашатырного спирта составляет $1,8\cdot10^{-5}$.

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 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: Ковалентная связь: метод валентных связей

1. Как образуются химические связи в молекулах NH_3 и $BC1_3$ и какова структура этих молекул?

2. Перекрыванием каких атомных орбиталей образуется химическая связь в соединении $HgCl_2$? Какова структура этой молекулы? Полярна ли эта молекула?

3. Перекрыванием каких атомных орбиталей образуются химические связи в молекулах LiF, MgF_2, CF_4? В каком из этих соединений и почему химическая связь более всего приближается к ионной?

4. Молекула $PbCl_2$ угловая, а молекула $HgCl_2$ линейная. Почему?

5. Как образуются химические связи в молекуле SiH_4? Какова структура этой молекулы?

6. Объяснить с позиций метода ВС способность оксидов NO и NO_2 образовывать димерные молекулы.

7. Объяснить с позиций метода ВС возможность образования молекулы C_2N_2.

8. Электрический момент диполя молекул воды равен 1,86 D, а молекулы углекислого газа равен нулю. Объясните, чем это обусловлено. Нарисуйте схемы молекул и объясните разницу в электрических моментах их диполей.

Тема: Ковалентная связь: метод молекулярных орбиталей (гомонуклеарные и гетеронуклеарные молекулы)

1. Объяснить с позиций метода МО возможность существования молекулярного иона He^{2+} и невозможность существования молекулы He_2.

2. Какая из молекул B_2 или C_2 характеризуется более высокой энергией диссоциации на атомы? Сопоставить магнитные свойства этих молекул.

3. Как метод молекулярных орбиталей объясняет парамагнитные свойства молекулы кислорода? Нарисуйте энергетическую схему образования молекулы O_2 по методу МО.

4. Нарисуйте энергетическую схему образования молекулы F_2 по методу МО. Сколько электронов находится на связывающих и разрыхляющих орбиталях?

5. Описать электронное строение молекул CO и CN с позиций методов ВС и МО. Какая из молекул характеризуется большей кратностью связи?

Тема: Энергетика и направленность химических реакций.

1. Стандартный, тепловой эффект реакции $2CuO$ (к) ↔ Cu_2O (к) + $^1/_2O_2$ (г) при 298 К равен 163,2 кДж/моль. Рассчитайте стандартную теплоту образования Cu_2O (к) при 298 К.

2. Установите возможность (или невозможность) самопроизвольного протекания реакции $2CuO$ (к) ↔ Cu_2O (к) + $^1/_2O_2$ (г) при 298 К (ответ подтвердите расчетом).

3. Установите возможность (или невозможность) самопроизвольного протекания реакции $PtCl_2$ (к) + $C1_2$ (г) → $PtCl_4$ (к) при 298 К (ответ подтвердите расчетом).

4. Какое из двух неравенств $\Delta S^0_{298} > 0$ или $\Delta S^0_{298} < 0$ отвечает изменению энтропии в процессах: 1) плавления льда; 2) кипения воды; 3) синтеза аммиака? Ответ поясните.

5. Возможно ли самопроизвольное течение эндотермической реакции, сопровождающейся убылью энтропии? Ответ поясните.

6. Не производя вычислений, установить знак ΔS^0_{298} следующих процессов:

$$2NH_3 (г) = N_2 (г) + 3H_2 (г)$$
$$2NO (г) + O_2 (г) = 2NO_2 (г)$$
$$CaO (к) + CO_2 (г) = CaCO_3 (к)$$
$$2H_2S + O_2 (г) = 2S (к) + 2H_2O (ж).$$

7.Пользуясь справочными данными, установить, возможно ли при температурах 298 и 2500 К восстановление диоксида титана до свободного металла по схеме:

$$TiO2 (к) + 2C (графит) = Ti (к) 2CO (г).$$

Зависимостью ΔH^0 и ΔS^0 от температуры пренебречь.

Тема: Химическая кинетика. Химическое равновесие

1. Рассчитайте изменение константы скорости реакции, имеющей энергию активации 191 кДж/моль, при увеличении температуры от 330 до 400 К.

2. Рассчитать константу равновесия химической реакции K_P при 1000 К, если стандартная энергия Гиббса при этой температуре равна $\Delta G^0 = -191$ кДж/моль.

7. Вычислите константу равновесия реакции

$$CO(г) + H_2O(г) \rightleftarrows CO_2(г) + H_2(г),$$

если начальные концентрации веществ (моль/л): $C_{(CO)}$ – 0,01; $C_{(H20)}$ = 0,02; $C_{(H2)}$ = 0,01; $C_{(CO2)}$=0,01. Концентрация CO в состоянии равновесия равна 0,007 моль/л.

3. Константа равновесия химической реакции $H_2(г) + I_2(г) = 2HI(г)$ при некоторой температуре равна 4. Рассчитайте равновесную концентрацию HI, если исходные концентрации H_2 и I_2 равны соответственно 0,030 и 0,012 моль/л.

4. Во сколько раз изменится скорость химической реакции при увеличении температуры от 300 до 400 К, если температурный коэффициент γ равен 2? Чему равна энергия активации этой реакции?

5. Вычислите температурный коэффициент реакции γ, если константа скорости этой реакции при 120 °С равна $5{,}88 \cdot 10^{-4}$, а при 170 °С равна $6{,}7 \cdot 10^{-2}$.

Тема: Растворы. Способы выражения концентраций

1. Сколько миллилитров раствора серной кислоты с массовой долей H_2SO_4 30 % (пл. 1,22 г/см^3) 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. $A1(NO_3)_3$.

4. К раствору серной кислоты с массовой долей H_2SO_4 10 % (пл. 1,07 г/см^3) объемом 200 мл прибавили раствор серной кислоты с массовой долей H_2SO_4 30 % объемом 300 мл (пл. 1,22 г/см^3). 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/см^3.

8. Имеется 20%-ный раствор H_2SO_4 с плотностью 1,14 г/см^3. Определить C_M, $C_{н.}$, $C_{Мл}$ этого раствора.

9. В воде объемом 450 мл растворили 50 г гидроксида натрия. Плотность раствора 1,05 г/см^3. Рассчитайте массовую долю (в %) полученного раствора.

10. Сколько воды надо добавить к 100 мл раствора с массовой долей HCl 20 % (пл. 1,1 г/см^3), 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 KOH 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 pH воды при температурах 273, 323, 353 и 373 К?

Тема: Гидролиз

1. Определить pH 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 $NaHCO_3$ иммет 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: Ионные реакции. Образование осадков.

1. Образуется ли осадок $BaSO_4$, если смешать равные объемы 0,2 н. раствора нитрата бария и 0,1 н. раствора сульфата бария? Ответ подтвердите расчетом.

2. Произведение растворимости иодида свинца при 25 °С равно $8{,}7 \cdot 10^{-9}$. Вычислить растворимость этой соли в молях на литр.

3. Используя понятие о ПР, объяснить растворимость гидроксида цинка в соляной кислоте.

4. Написать молекулярные и смещения равновесий вправо:

а) $NaOH + H_2S \rightarrow$

б) $Na_2CO_3 + H_2S0_4 \rightarrow$

в) $MnS + HCl \rightarrow$

г) $Al(OH)_3 + HNO_3 \rightarrow$

д) $Ag_2SO_4 + NaCl \rightarrow$

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 $6{,}2\cdot10^{-36}$, $1{,}0\cdot10^{-37}$. $1{,}0\cdot10^{-44}$. 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 комплексообразователя 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 комплексообразователем 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 гидроксосоединение 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 комплексообразователя 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 комплексообразователя в соединении $K_3[Al(OH)_6]$. Напишите уравнение диссоциации этого соединения в водном растворе.

10. Определите заряд комплексообразователя и координационное число в комплексном соединении $H[AuCl_4]$. Напишите уравнение диссоциации этою 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 $H_2[PtCl_6]$, $[Ag(NH_3)_2]Cl$, $[Cu(NH_3)_4]SO_4$, $K[A1(OH)_4]$: а) комплексообразователь; б) координационное число комплексообразователя; в) заряд комплексообразователя; г) лиганды. Почему молекулы аммиака могут быть лигандами в комплексном соединении?

13. Какое комплексное соединение образуется в результате взаимодействии $CuCl_2$ 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 $[Ni(NH_3)_6]^{2+}$ парамагнитен. Определить тип гибридизации АО иона Ni^{2+}.

16. Для иона $[Cr(H_2O)_6]^{3+}$ 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:

$$H_2S + Cl_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_4 + HCl$$

$$K_2Cr_2O_7 + H_2S + H_2S0_4 \rightarrow S + Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + H_2O$$

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

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

$$KClO_3 + Na_2SO_3 \rightarrow KCl + Na_2SO_4$$

$$KMnO_4 + HBr \rightarrow Br_2 + KBr + MnBr_2 + H_2O$$

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

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

$$P + HClO_3 + H_2O \rightarrow H_3PO_4 + HC1$$

$$H_3AsO_3 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow H_3AsO_4 + K_2SO_4 + H_2O$$

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

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

$$NaCrO_2 + Br_2 + NaOH \rightarrow Na_2CrO_4 + NaBr + H_2O$$

$$FeS + HNO_3 \rightarrow Fe(NO_3)_2 + S + NO + H_2O$$

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

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

$$HNO_3 + Zn \rightarrow N_2O + Zn(NO_3)_2 + H_2O$$

$$FeSO_4 + KClO_3 + H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + KCl + H_2O$$

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

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

$$K_2Cr_2O_7 + HBr \rightarrow Br_2 + CrBr_3 + KBr + H_2O$$

$$Au + HNO_3 + HCl \rightarrow AuCl_3 + NO + H_2O$$

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

Задачи по теме: Кислород. Получение и свойства. Пероксид водорода и его свойства

26. В закрытом сосуде вместимостью 5,6 л находится при 0 ˚Ссмесь, состоящая из 2,2 г CO_2, 4 г O_2, 1,2 г CH_4. Вычислите: 1) общее давление газов смеси; 2) выразите концентрацию кислорода в различных единицах; 3) парциальное давление кислорода.
    Ответ: 1) общее давление газовой смеси составляет 101,3 кПа.
    2) а – концентрация O_2 в молях на литр составляет 0,0223 (моль/л) или 2,3 (ммоль/л); б – концентрация кислорода в процентах по объему составляет: φ% = 50(%); в – концентрация кислорода в процентах по массе: 54,05(%).
    3) Парциальное давление кислорода составляет: р = 50,65 кПа.
7. Вычислите массу воздуха в комнате размерами 6×8×4 при 20 °Си давлении 101,3 кПа. Ответ: 232 кг.
8. Сколько молекул кислорода и сколько молекул аргона содержит 1 мл воздуха (н.у.)? Воздух содержит 0,93% аргона по объему. Ответ: $5,64 \cdot 10^{18}$ и $2,5 \cdot 10^{17}$.
9. Содержание радона в воздухе оценивается величиной $6 \cdot 10^{-18}$% по объему. В каком приблизительно объеме воздуха (0 °С, 101,3 кПа) содержится один атом радона? Ответ: 0,6 мл.
10. Какой объем кислорода необходим для полного сгорания 1м^3 следующих газов: а) CO; б) CH_4; в) C_2H_4; г) C_2H_2? Вычислите в каждом случае объем полученного CO_2. Ответ: а) 0,5 м^3 и 1 м^3; б) 2 м^3 и 1 м^3; в) 3 м^3 и 2 м^3; г) 2,5 м^3 и 2 м^3.
11. Вычислите процентное содержание водорода (по объему) в смеси его с кислородом, если известно, что 40 мл смеси после сжигания H_2 заняли объем, равный 31 мл. Ответ: 15%.

Задачи по теме: Галогены и их соединения

8. Сколько миллилитров 6%-ного раствора $KBrO_3$ (ρ = 1.04) потребуется для окисления в сернокислом растворе 50 мл 0.75 М раствора $FeSO_4$?
9. Зола водорослей содержит в среднем 0.3% иода. Сколько тонн золы следует переработать для получения 12 кг иода?
10. Сколько граммов иода и сколько миллилитров 36%-ного раствора HNO_3 (ρ = 1.22) следует взять для получения 1 л 21%-ного раствора HIO_3 (ρ = 1.21)? Какой объем NO (н.у.) образуется при этом?
11. При разложении 49 г неизвестного вещества выделилось 13,44 л кислорода и осталось твердое вещество, содержащее 52,35% калия и 47,65% хлора. Определите формулу неизвестного вещества. Ответ: $KClO_3$.

Задачи по теме: Сера и ее соединения

7. Газ, полученный при сжигании сероводорода в избытке кислорода, прореагировал с образованием средней соли с гидроксидом калия, содержащимся в 100 мл 40%-ного раствора КОН (ρ =1.4). Определите объем сероводорода (н.у.).
8. Сколько миллилитров концентрированной серной кислоты (ρ =1.84), содержащей 98% H_2SO_4, теоретически необходимо для перевода в раствор 10 г меди? Какой объем газа при этом выделится?
9. При прокаливании 10,4 г сульфита неизвестного металла получен его оксид такой же массы, как при разложении 5,8 г его гидроксида. Определите, сульфит какого металла был подвергнут разложению. Ответ: $MgSO_3$.
10. При разработке гидратной теории Д. И. Менделеев установил существование при низких температурах трех твердых гидратов серной кислоты $H_2SO_4 \cdot nH_2O$, массовая доля воды в которых равна 15,52; 26,87 и 42,36% соответственно. Найдите формулы этих гидратов.
    Ответ: $H_2SO_4 \cdot H_2O$, $H_2SO_4 \cdot 2H_2O$, $H_2SO_4 \cdot 4H_2O$.
11. При сжигании 251,2 г смеси пирита и сульфида цинка образовалось 71,68 л (н.у.) диоксида серы. Определите состав смеси.
    Ответ: m (FeS_2) = 96 г; m (ZnS) = 152,2 г.
12. При обработке 33,3 г смеси карбоната и гидрокарбоната кальция серной кислотой образовалось 32,64 г осадка. Определите состав взятой смеси.
    Ответ: m ($CaCO_3$) = 9 г; m $Ca(HCO_3)_2$ = 24,3 г.

Задачи по теме: Азот и его соединения

1. Сколько граммов меди можно перевести в раствор при действии 60 мл 33%-ного раствора азотной кислоты (ρ = 1.2)? Какой объем NO (н.у.) выделится при этом?
2. При полном термическом разложении соли А получили 21,6 г металла и 6,72 л смеси двух газов, один из которых имеет бурый цвет. При растворении 21,6 г получившегося металла в азотной кислоте образовался нитрат одновалентного металла и 4,48 л газа бурого цвета. Определите формулу и количество исходной соли. Ответ: $AgNO_3$; 0,2 моль.
3. Из раствора комплексной соли $PtCl_4 \cdot 6NH_3$ нитрат серебра осаждает весь хлор в виде AgCl, а из раствора соли $PtCl_4 \cdot 3NH_3$ – только четверть входящего в ее состав хлора. Напишите координационные формулы солей.
   Ответ: $[Pt(NH_3)_6]Cl_4$, $[Pt(NH_3)_3Cl_3]Cl$.
4. Сколько граммов меди можно перевести в раствор при действии 60 мл 33 %-ного раствора азотной кислоты (ρ =1.2)? Какой объем NO (н.у.) выделится при этом?

Задачи по теме: Фосфор и его соединения

1. Оксид фосфора (V), образовавшийся при сжигании 6.2 г фосфора в избытке кислорода, растворили в 140 мл 14 %- ного водного раствора гидроксида калия(ρ =1.14). Определить массовую долю образовавшейся соли.

Задачи по теме: Углерод и его соединения

1. При растворении 0.5 г известняка в соляной кислоте получено 75 мл CO_2 при температуре 23^0 С и давлении 104 кПа. Вычислите процентное содержание $CaCO_3$ в известняке.
2. При нагревании смеси кристаллической соды и гидрокарбоната натрия ее масса уменьшилась до 15.9 г, и при этом выделилось 1.12 л углекислого газа. Рассчитайте массу исходной смеси солей.
3. В 1300 г воды растворено 180 г кристаллической соды $Na_2CO_3 \cdot 10\ H_2O$. Плотность полученного раствора 1.16 г/см^3. Определите массовую долю (%) вещества в растворе в расчете на безводную соль; молярную и нормальную концентрации определить исходя из кристаллогидрата.
1. ВычислитерН 0.01 *М*раствора карбоната калия.
2. Вычислите массу измеренных при нормальных условиях 1 л водорода, 1 л оксида углерода (II), 1 л фосгена $COCl_2$. Ответ: 0,09 г; 1,25 г; 4,42 г.
3. При прокаливании 44 г смеси оксида и карбоната кальция масса уменьшилась на 20%. Вычислите массовые доли веществ в исходной смеси.

   Ответ: ω% ($CaCO_3$) = 89,29%; ω% (CaO) = 10,71%.

Задачи по теме: Кремний и его соединения

1. Сколько килограммов кремния и какой объем 32%-ного раствора NaOH (ρ= 1.35 г/см^3) потребуется для получения 15 м^3 водорода, измеренного при t = 17 °С и p = 98.64 кПа?
2. Определите количественный состав смеси кремния, алюминия и карбоната кальция, если известно, что при обработке этой смеси раствором щелочи выделяется 8.96 л газа, а при обработке такой же навески исходной смеси раствором HCl также выделяется 8.96 л газа, пропускание которого через раствор $Ca(OH)_2$, приводит к образованию 8.1 г$Ca(HCO_3)_2$.
3. При растворении в водном растворе щелочи 8 г сплава кремния с цинком выделилось 6,272 л водорода (н.у.). Определить процентный состав сплава.

Ответ: ω% (Zn) = 65%; ω% (Si) = 35%.

4. Сколько килограммов ортоборной кислоты H_3BO_3 и какой объем 23 %- ного раствора Na_2CO_3 (ρ =1.25) необходимо затратить для получения 1 т буры $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$?

Задачи по теме: Металлы IA – группы

1. Каким объемом 40 % - ного раствора NaOH (ρ =1.437) можно заменить 10 л 2 Н. раствора NaOH?
10. Газ объемом 1,12 л (20 ºС и 98 кПа), выделившийся при разложении гидрокарбоната натрия, пропустили через известковую воду. Определите массу образовавшегося осадка.
11. 146 г смеси карбоната и гидрокарбоната натрия нагрели до тех пор, пока не прекратилось уменьшение массы. Масса остатка после нагревания составила 137 г. Какова массовая доля карбоната натрия в исходной смеси?

    Ответ: ω (Na_2CO_3) = 0,833.
4. При нагревании 54,2 г смеси нитратов натрия и калия выделилось 6,72 л газа. Рассчитайте массу каждого нитрата в исходной смеси.

    Ответ: m ($NaNO_3$) = 34 (г); m (KNO_3) = 20,2 (г).
11. При обработке 8,3 г хлоридов калия и натрия серной кислотой образовалось 9,8 г их сульфатов. Определите состав исходной и полученной смесей.

    Ответ: m (KCl) = 5,96 г; m (NaCl) = 2,34; m (K_2SO_4) = 6,96 г; m (Na_2SO_4) = 2,84 г.

Задачи по теме: Металлы IIA – группы

1. Смесь, состоящую из 1.97 г карбоната бария и 2.61 г нитрата бария, подвергли термическому разложению. Образующиеся газообразные продукты пропустили через гидроксид кальция. Какова масса выпавшего осадка?

2.Какой объем водорода (21 °С и 100 кПа) получится при разложении водой 63 г гидрида кальция? Какой объем 2 М раствора соляной кислоты необходим для нейтрализации полученного продукта?

3. После полного термического разложения 3 г смеси нитратов кальция и бария получили 0,7 л оксида азота (IV). Вычислите массовые доли нитратов металлов в смеси. Ответ: ω% [$Ca(NO_3)_2$] = 60,66%; ω% [$Ba(NO_3)_2$] = 39,34%.

12. При растворении 11,5 г смеси алюминия, меди и магния в соляной кислоте выделилось 7 л газа, измеренного при t = 0 °С и p = 0,8 атм. Нерастворившийся осадок переведен в раствор концентрированной азотной кислотой. При этом выделилось 4,48 л (н.у.) газа. Вычислите массу каждого металла в исходной смеси.

Ответ: m (Al) = 2,7 г; m (Cu) = 6,4 г; m (Mg) = 2,4 г.

Задачи по теме: Металлы IIIA – группы. Алюминий

1. Вычислите и проанализируйте значения ΔG^o_{298} процессов взаимодействия Al_2O_3(к) с SO_3(к) и Na_2O(к). Какие свойства – кислотные или основные преобладают у оксида алюминия в указанных реакциях?

2. При сгорании 3,6 г вещества, содержащего углерод, водород и неизвестный металл, получено 3,36 л углекислого газа, 4,05 г воды и 2,55 г твердого остатка. Определите формулу исходного вещества. Приведите уравнения характерных реакций этого соединения. Ответ: $Al(CH_3)_3$.

3. Минерал бирюза содержит: 2,3% H, 14,2% P, 24,8 % Al, 58,7% O и примеси меди, определяющие окраску. Выведите простейшую формулу вещества. Запишите формулу минерала в виде формул возможных его составляющих компонентов (соль, гидроксид, вода). Ответ: $AlPO_4 \cdot Al(OH)_3 \cdot H_2O$.

4. Минерал изумруд содержит: 5 % Be, 10% Al, 31% Si, 54% O и примеси хрома, определяющие зеленую окраску. Выведите простейшую формулу минерала. Запишите формулу минерала в виде формул оксидов. Ответ: $3BeO \cdot Al_2O_3 \cdot 6SiO_2$.

5. При обработке соляной кислотой 9,92 г смеси карбидов кальция и алюминия образовалось 4,48 л смеси метана и ацетилена (н.у.). Определить состав смеси карбидов металлов. Ответ: m (CaC_2) = 1,28 г; m (Al_4C_3) = 8,64 г.

Задачи по теме: Металлы d-семейства

1. Смесь хлоридов алюминия и хрома (III) массой 317 г обработали избытком раствора гидроксида калия, а затем избытком хлорной воды. К полученному раствору прилили раствор нитрата бария до полного осаждения 126.5 г желтого осадка. Определите массовую долю хлорида алюминия в исходной смеси.

2. Какой объем 0.25 Н раствора дихромата калия потребуется для окисления иодида калия количеством 0.01 моль? Какую кислоту используют для подкисления?

3. Продуктом окисления щавелевой кислоты является CO_2. Сколько миллилитров раствора щавелевой кислоты, содержащего 7 % $H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O$ (ρ = 1.02), можно окислить в сернокислом растворе при действии 75 мл 0.08 н раствора $KMnO_4$?

4. Некоторые элементы X и У образуют соединения $X_2УO_4$, гдеω% (O) = 39,51% и $X_2У_2O_7$ с ω% (O) = 42,75%. Определите элементы X и У.

Ответ: Na_2CrO_4 и $Na_2Cr_2O_7$.

13. Определите объемы 2 М раствора КОН и 3% - ного раствора H_2O_2 (ρ=1), которые потребуются для реакции с сульфатом хрома (III) массой 200 г.

Задачи по теме: Металлы VIIB – групп

1. Для приготовления 200 мл раствора сульфата железа была взята навеска $FeSO_4 \cdot 7H_2O$ массой 27.80 г. Какой объем 0.1 Н. раствора перманганата калия потребуется на окисление железа в 50 мл этого раствора?

2. Смесь перманганата калия и мела массой 11,32 г растворили в избытке соляной кислоты. При этом выделилось 3,36 л газообразных веществ. Определите массовые доли компонентов исходной смеси.

Ответ: ω ($KMnO_4$) = 0,558; ω ($CaCO_3$) = 0,442.

Задачи по теме: Элементы семейства железа

1. После прокаливания 0,15 моль (39,405 г) неизвестной кристаллической соли получено 11,205 г оксида металла, который содержал 21,4% кислорода. В конденсате, образовавшемся при охлаждении паров, выделяющихся в процессе прокаливания соли, в составе жидких веществ обнаружено 17% серы и 6,4% водорода. Определите формулу кристаллической соли. Ответ: $NiSO_4 \cdot 6\ H_2O$.
2. При действии уксусной кислоты на раствор соли $Co(NO_2)_3 \cdot 4NH_3$, в котором не обнаружено ионов кобальта и свободного аммиака, выявлено, что только один нитрит-ион разрушается с выделением оксидов азота. Измерение электрической проводимости показывает, что соль распадается на два иона. Напишите формулу соли. Ответ: $[Co(NO_2)_2(NH_3)_4]NO_2$.
3. При растворении в соляной кислоте 2,79 г смеси порошков цинка и железа выделилось 1,008 л водорода (н.у.). Определить состав взятой смеси.

Ответ: m (Zn) = 1,95 г; m (Fe) = 0,84 г.

4. При восстановлении 4,72 г смеси железа, оксида железа (II) и (III) водородом образовалось 3,92 г железа. Если то же количество смеси обработать избытком раствора сульфата меди, то масса увеличивается до 4,96 г. Определите состав исходной смеси. Ответ: m (Fe) = 1,68 г; m (FeO) = 1,44 г; m (Fe_2O_3) = 1,6 г.

14. Одинаковое ли количество серной кислоты потребуется для растворения 40 г никеля, если в одном случае взять концентрированную кислоту, а в другом – разбавленную? Какая масса серной кислоты пойдет на окисление никеля в каждом случае?

15. Нахождение металлов триада железа в природе. Способы получения Fe, Co, Ni в промышленности.

16. Практическое применение металлов и их сплавов.

17. Биологическая роль железа.

Задачи по теме: Медь, серебро и их соединения

1. При взаимодействии 10 г амальгамы натрия с водой получен раствор щелочи. Для нейтрализации этого раствора потребовалось 50 мл 0.5 Н раствора кислоты. Определить процентное содержание натрия (по массе) в амальгаме.
2. 25 мл раствора $CuCl_2$ выделили из раствора KI0.3173 г иода. Какова молярность раствора $CuCl_2$?
3. Сплав алюминия и меди обработали избытком раствора щелочи. При этом выделилось 5.6 л газа. Нерастворившийся осадок отфильтровали, промыли и растворили в азотной кислоте. Раствор выпарили досуха, осадок прокалили. Масса полученного продукта составила 1.875 г. Какова массовая доля меди в сплаве?
4. Какой объем 8 %- ного раствора азотной кислоты (ρ =1.04 г/мл) потребуется для растворения 24 г меди? Какой объем газа при этом выделится?
5. Из навески латуни массой 1,6645 г при анализе получено 1.3466 г$Cu(SCN)_2$ и 0.0840 гSnO_2. Вычислите массовую долю меди, олова и цинка в анализируемой пробе. Ответ: 28.77% (Cu), 3.98% (Sn), 67.25% (Zn).

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. Неорганические и органические соединения висмута
13. Неорганические и органические соединения сурьмы
14. Радиоактивный распад веществ
15. Редкоземельные элементы
16. 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); 3) гидроксид индия (III);
2) гидроксид таллия (I); 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; 3) аргон;
2)радон; 4) криптон.

18. Какой из перечисленных элементов *не является* полным электронным аналогом трех остальных?
1) рубидий; 3) цезий;

2) серебро; 4) франций.

19. Какое из следующих утверждений верно?

1) Щелочные металлы при взаимодействии с кислородом образуют основный оксид состава $Э_20$;

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; 3)азот;

2) углерод; 4)сера.

22. В ряду водородных соединений элементов VIA группы:

H_2O—H_2S—H_2Se

полярность связи Э—Н:

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:

атом водорода содержит один электрон на внешнем энергетическом уровне, как и атомы щелочных металлов;

водород относится к s-элементам, равно как и все щелочные металлы;

водород является хорошим восстановителем, подобно щелочным металлам;

водород, как и щелочные металлы, не образует аллотропных модификаций».

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

атому водорода, как и атомам галогенов, до завершения внешнего и единственного энергетического уровня недостает одного электрона;

молекула за счет одинарной ковалентной связи двухатомна, подобно молекулам галогенов, и водород при обычных условиях является газом, равно как фтор и хлор;

водород в реакциях с металлами проявляет окислительные свойства, образуя при этом твердые солеподобные бинарные соединения, гидриды, подобно галогенидам металлов;

водороду, как и галогенам, свойственно явление аллотропии».

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

1) SO_3 – H_2SO_4 и Cr_2O_3 – H_2Cr0_4;

2) SO_2 – H_2SO_3 и CrO_3 – $Cr(OH)_3$;

3) SO_3 – H_2SO_3 и Cr_2O_3 – $Cr(OH)_3$;

4) SO_3 – H_2SO_4 и CrO_3 – $H_2Cr_20_7$.

26. Свойства гидроксидов элементов 3-го периода Периодической системы в вывших 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:

увеличивается значение степени окисления элемента, уменьшается его радиус;

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:
от амфотерного через основные к кислотным;
от основных через кислотные к амфотерным;
от основных через амфотерные к кислотным;
4) от кислотных через амфотерные к основным.

28. Свойства водородных соединений элементов 2-го периода
CH_4 – NH_3 – H_20 – HF
изменяются следующим образом:
1)от безразличных через основные и амфотерные к кислотным;
2) от безразличных через амфотерные и основные к кислотным;
3) от амфотерных черва 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 $Э_2O_3$ с массовой долей кислорода 25,53%. Название этого элемента:
1) галлий; 3) германий;
2)скандий; 4) цирконий.

ТЕСТ

Инструкция для студентов

Тест состоит из частей А, В, С и содержит 25 заданий, из них 15 заданий – часть А, 5 заданий – часть В, 5 заданий – часть С. На его выполнение отводится 135 минут. Задания рекомендуется выполнять по порядку, не пропуская ни одного, даже самого легкого. Если задание не удается выполнить сразу, перейдите к следующему. Если останется время, вернитесь к пропущенному заданию. Верно выполненные задания части А оцениваются в 2 балла, части В – 2 балла, части С – 5 баллов.

Часть *А*

К каждому заданию части А дано несколько ответов, из которых только один ответ верный. Выберите верный, по Вашему мнению, ответ. В бланке ответов напротив номера задания поставьте номер или букву, которые соответствуют номеру или букве выбранного Вами ответа.

А1. При сгорании 5.00 г металла образуется 9.44 г оксида металла. Определите эквивалентную массу металла:

а) 4.50 г/моль; б) 9.01 г/моль; в) 18.02 г/моль?

А2. При 7 ˚С давление газа в закрытом сосуде равно 96.0 кПа. Каким станет давление, если охладить сосуд до -30 ˚С:

а) 41,2 кПа; б) 82,3 кПа; в) 112.4 кПа?

А3. Выразите в граммах массу одной молекулы оксида серы (IV):

а) $2.12 \cdot 10^{-22}$; б) $1.06 \cdot 10^{-22}$; в) $6.02 \cdot 10^{-23}$?

А4. Определите реакцию среды в растворе после взаимодействия 90 г NaOH с 73 г HCl:

а) нейтральная; б) кислая; в) щелочная?

А5. Какая из перечисленных кислот образует кислые соли:

а) HNO_3, б) H_2S, в) HCl, г) CH_3COOH?

А6. Сколько неспаренных электронов содержат невозбужденные атомы As и Cr соответственно:

а) 3 и 6; б) 5 и 4; в) 3 и 4?

А7. Какой характер имеют связи в молекулах: а) CS_2 и б) OF_2:

1) а- ионная, б- ковалентная полярная; 2) а-, б- ковалентная полярная;

3) а- ковалентная неполярная, б- ковалентная полярная?

А8. Укажите тип гибридизации АО кремния в молекуле SiH_4. Полярна ли эта молекула:

а) *sp*- гибридизация, неполярна; б) sp^2-гибридизация, полярна;

в) sp^3 -гибридизация, неполярна; г) sp^3 -гибридизация, полярна?

А9. Почему (с позиций метода МО) не может существовать устойчивая молекула Be_2?

Потому что: а) молекула содержит четное число электронов; б) суммарный спин молекулы равен нулю; в) число электронов на связывающих МО равно числу электронов на разрыхляющих МО.

А10. В системе $CO + Cl_2 = COCl_2$ концентрацию CO увеличили от 0.03 до 0.12 моль/л, а концентрацию хлора – от 0.02 до 0.06 моль/л. Во сколько раз возросла скорость прямой реакции:

а) 4; б) 8; в) 12?

А11. Увеличение скорости реакции с повышением температуры, вызывается главным образом:

а) увеличением средней кинетической энергии молекул; б) возрастанием числа активных молекул; в) ростом числа столкновений?

А12. Константа диссоциации хлорноватистой кислоты HOCl $5.0 \cdot 10^{-8}$. Вычислите степень ее диссоциации в 0.2 Н растворе:

а) $5 \cdot 10^{-4}$; б) $6 \cdot 10^{-3}$; в) $7 \cdot 10^{-2}$?

А13. Какое молекулярно-ионное уравнение гидролиза ацетата натрия CH_3COONa является верным? Вычислите константу гидролиза данной соли.

1) $CH_3COONa + H_2O = CH_3COOH + NaOH$

$CH_3COO^- + H_2O = CH_3COOH + OH^-$

2) $CH_3COONa + H_2O = CH_3COOH + NaOH$

$Na^+ + H_2O = NaOH + H^+$.

а) Кг = $5.88 \cdot 10^{-10}$; б) Кг = $7.2 \cdot 10^{-10}$; в) Кг = $5.9 \cdot 10^{-19}$.

А14. Из 400 г 50 %-ного (по массе) раствора H_2SO_4 выпариванием удалили 100 г воды. Чему равна массовая доля H_2SO_4 в оставшемся растворе:

а) 66.7 %; б) 77.4 %; в) 82.6 %?

А15. Найдите массу $NaNO_3$, необходимую для приготовления 300 мл 0.2 М раствора:

а) 3.2 г; б) 4.5 г; в) 5.1 г?

Часть *В*

Будьте внимательны! Задания части В могут быть 3-х типов:

1) задания, содержащие несколько верных ответов;

2) задания на установление соответствия;

3) задания, в которых ответ должен быть дан в виде числа, слова, символа, формулы.

Ответы заданий части В запишите на бланке ответов напротив номера задания.

В1. Какое воздействие на систему $4\ HCl\ (г.) + O_2\ (г.) = 2\ Cl_2\ (г.) + 2\ H_2O\ (г.)$ приведет к смещению равновесия влево:

а) увеличение концентрации O_2; б) повышение давления; в) возрастание объема реакционного сосуда; г) увеличение концентрации Cl_2?

В2. Водные растворы каких солей имеют щелочную реакцию среды:

а) NaF; б) $(NH_4)_2SO_4$; в) KI; г) K_2S?

В3. Напишите формулу следующего соединения: тетрагидроксоцинкат (+2) натрия.

В4. Установите соответствие между столбиками. В строгом соответствии с последовательностью номеров левого столбика выпишите буквы выбранных ответов из правого

столбика. Перенесите полученную последовательность букв в бланк ответов (без цифр, запятых и пропусков). Например, ВАБ.

Вещество	Свойства
1. H_2S 2. $NaNO_2$ 3. $KMnO_4$	А. Окислительные Б. Восстановительные В. Окислительно-восстановительная двойственность

В5. Сумма коэффициентов в молекулярном уравнении реакции:

$KNO_2 + KMnO_4 + H_2SO_4 = KNO_3 + MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O$ равна:

а) 18; б) 21; в) 26?

Часть *С*

Ответы к заданиям части С формулируйте в свободной краткой форме и записывайте в бланк ответов.

С1. Напишите уравнение электролитической диссоциации Cu(OH)Cl.

С2. Напишите молекулярное и сокращенное ионное уравнения реакции:

$AgNO_3 + FeCl_3 =$

С3. Составьте в молекулярной форме уравнение реакции, которое выражается следующим ионно-молекулярным уравнением: $NO_2^- + H^+ = HNO_2$.

С4. Назовите комплексное соединение: $[Ag(NH_3)_2]Cl$. Напишите уравнение диссоциации комплексного иона в водном растворе как реакцию замещения лигандов молекулами воды. Выразите константу нестойкости комплексного иона.

С5. Закончите уравнение реакции и подберите коэффициенты ионно-электронным методом: $KI + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 = I_2 + \ldots$

ТЕСТ ПО НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

Инструкция для студента

Тест содержит 25 заданий, из лих 15 заданий - часть А, 5 заданий - часть В, 5 заданий — часть С. На его выполнение отводится 90 минут. Если задание не удается выполнить сразу, перейдите к следующему. Если остается время, вернитесь к пропущенным заданиям. Верно выполненные задания части А оцениваются в 1 балл, части В- 2 балла, части С -5 баллов.

Часть *А*

К каждому заданию части А даны несколько ответов, из которых только один верный. Выполнив задание, выберите верный ответ и укажите в бланке ответов.

А1. Какова массовая доля кислорода в сульфате натрия?

1.38% 2.45% 3.32,4% 4.36,8% 5.52%

А2. Рассчитайте количество газообразного вещества, объем которого составляет 3,36 л при н.у.

1.0,2 моль 2.0,15 кг 3. 0,2 г 4. 0,15 моль 5. 1.18 моль

А3. Какая из предложенных формул соответствует строению атома As?:

1. $Is^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^3$ 2. $Is^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^3$

3. $Is^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 4p^6 5s^2 5p^5$ 4. $Is^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^8 4s^2 4d^5$

А4. В каком из соединений нет ионной связи?

1. H_3BO_3 2. K_2SO_4 3. $K_3[Fe(CN)_6]$ 4. NaOH 5. NH_4CI

А5. Какая химическая формула отвечает названию комплексного соединения тринитротриамминкобальт (Ш)?

1. $Na_3[Co(NO_2)_6]$ 2. $[Co(NH_3)_4(NO_2)_2]$ 3. $[Co(NH_3)_3(NO_2)_3]$

4. $Co\{NO_3)_3.3NH_3$ 5. $[Co(MH_2)_3(Шз)з]$

А6. Сколько электронов принимает перманганат-ион при восстановлении в нейтральной среде?

1. 2 2. 4 3. 5 4. 3 5. 8

А7. Какая группа ионов проявляет только окислительные свойства?
1. CO_3^{2-}; $Cr_2O_7^{2-}$; Na^+ 2. VO^+; MnO_4^-; Fe^{2+} 3. Fe^{3+}; $Mn0_4$; NO_3^-
4. Cu^{2+}; NO_2^-; NH^+ 5. $Cr_2O_7^{2-}$; Ca^{2+}; SO_3^{2-}

А8. Совместное присутствие, каких ионов в растворе невозможно?
1. Na^+; Fe^{2+}; СГ; SO_4^{2-} 2. Ca^{2+}: Fe^{3+}; NO_3^-; Cl^- 3. $A1^{3+}$; K^+; I^-; OH^-
4. Ba^{2+}; Cr^{3+}; NO_3^-; Cl^- 5. Ba^{2+}; K^+; SO_4^{2-}; Cl^-

А9. При растворении каких веществ образуется только кислая среда?
1. HC1; Na_2CO_3; A1C1$_3$; KNO_3 2. KC1; $Cu(NO_3)_2$; NH_4CI; $FeSO_4$
3. $CuCl_2$; Cl_2; NH_4CI; CO_2; 4. $NaNO_3$; $CaCl_2$; $Ba(NO_3)_2$; $CrCl_3$

А10. Раствор имеет значение pH=8. Какова концентрация ионов водорода?
1.0,8 2. 8. 10^{-14} 3. 10^{-6} 4. 10^8 5. 10^{-8}

А11. Каковы степени окисления хлора в продуктах диспропорционирования его в горячей щелочи?
1.-1;+7 2.-2; +6 3.-1;+5 4. 0; +5; 5.-1;+1

А12. Какие возможны продукты реакции металлов с азотной кислотой?
1. нитраты, вода, водород 2. соли аммония, оксиды азота, вода
3. оксиды металла, водород, вода 4. нитраты, соли аммония, вода
5. нитраты; нитриты, вода

А13. Какая триада элементов относится к щелочноземельным?
1. бериллий, кальций, барий 2. кальций, калий, стронций
3. магний, кальций, стронций 4. бериллий, магний, кальций
5.кальций, стронций, барий

А14. Какие элементы проявляют в соединениях степень окисления +2?
1. Mg;Cr;S;Al 2. Cu;Fe;N;Na 3. Си; Cr; Co; Ni
4. Ca; B; Ni; Fe 5. Ag; Cr; Li; Pt

А15. У элементов, какого периода начинается заполнение f-подуровня?
1.4 2. 6 3. 5 4. 3 5.7

Часть *В*

Будьте внимательны! Задания части В могут быть 3-х типов:
1) задания, содержащие несколько верных ответов;
2) задание на установление соответствия;
3) задание, в котором ответ должен быть в виде числа, слова, символа.

В1. Установите соответствие названия и краткой электронной формулы металла. Ответ представьте цифрой с буквой.
1. Золото 2. Серебро 3. Медь
а) $...3d^94s^l$ б) $...3d^{10}4s^1$ в) $…4d^{10}5s^1$
г) $...5s^2\ 5p^4$ д)$...5d^{lo}6s^1$

В2. Установите соответствие формулы и названия соли. Ответ представьте цифрой с буквой.

1. Фосфат калия 2. Нитрат лития 3. Арсенат калия
4. Сульфид калия 5. Силикат натрия 6. Тиосульфат натрия
а) NaF; б) K_2S; в) $Na_2S_2O_3$; г) $LiNO_3$
д) K_3AsO_4 е) Na_2SiO_3; ж) K_3PO_4

В3. Найдите среди перечисленных свойств те, которые характерны для бора:
а) мягок; б) тверже меди, но мягче чугуна;
в) по твердости близок к алмазу; г) легкоплавок;
д) красно-черный; е) кристаллический ж) полупроводник;
з) хорошо проводит электрический ток; и) аморфный

В4. Дополните фразу:

«Монооксид железа является _____ , а триоксид железа проявляет _____ свойства, т.е. с ростом степени окисления основные свойства оксидов железа_____ , а кислотные _____ »

В5. Рассчитайте объем угарного газа(н.у.), который можно получить из 1,2 кг угля, содержащего 10% примесей при 100% выходе.

а) 2100 л; б) 2,016 $м^3$ в) 2016 л; г)2,12 м

Часть *С*

Ответы к заданиям части С формулируете в свободной краткой форме и записывается в бланк ответов.

С1. При разложении 25,2 г вещества образовалось 15,2 г оксида хрома, 2,8 г азота и 7,2 г воды. Установите формулу вещества.

С2. Пользуясь методом МО определите порядок связи в монооксиде азота. Составьте символическую формулу молекулы.

С3. Запишите молекулярное и ионное уравнения реакции, происходящей при сливании растворов сульфита натрия и нитрата меди (П).

С4. Составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции взаимодействия сульфида мышьяка (Ш) с азотной кислотой.

С5. Рассчитайте массу медного купороса, необходимого для приготовления 4 литров 0,5 М раствора. Какова массовая доля этого раствора, если плотность его равна 1,28 г/мл.

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 N_2 и 4 г N_2O
- ☐ 1,8 г H_2O и 1,8 г H_2O_2
- ☐ 6,7 л O_2 и 6,7 л O_3
- ☐ 2,24 л CO и 2,24 г H_2

☐ 2 г H_2 и 8 г He

☐ 1,7 г NH_3 и 2,6 г $C_2H_2$4. Масса одной молекулы серной кислоты (в г) равна

☐ $3{,}26\cdot10^{-23}$	☐ $1{,}63\cdot10^{-22}$	☐ $5{,}90\cdot10^{-25}$
☐ $3{,}26\cdot10^{25}$	☐ $6{,}02\cdot10^{23}$	☐ $6{,}15\cdot10^{21}$

5. Наименьшее количество вещества атомов кислорода содержится в 1 моль

☐ N_2O	☐ CO_2	☐ H_2O_2
☐ Fe_3O_4	☐ CH_3CH_2OH	☐ CH_3COOH

6. Массовая доля кислорода в карбонате кальция равна

☐ 0,16	☐ 0,20	☐ 0,32
☐ 0,40	☐ 0,48	☐ 0,60

7. Относительная плотность сероводорода по кислороду равна

☐ 17	☐ 8,5	☐ 2,125
☐ 1,0625	☐ 0,9412	☐ 0,4706

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

1. H_2O
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

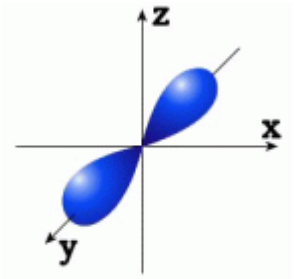
4. При a-распаде изотопа тория $^{230}_{90}Th$ образуется

$^{228}_{87}Fr$	$^{226}_{88}Ra$	$^{228}_{88}Ra$
$^{230}_{89}Ac$	$^{230}_{91}Pa$	$^{234}_{92}U$

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

$^{230}_{89}Ac$	$^{232}_{89}Ac$	$^{234}_{90}Th$
$^{232}_{90}Th$	$^{234}_{92}U$	$^{235}_{92}U$

6. Обозначение электронной орбитали



☐ 1s	☐ 2s	☐ $2p_x$
☐ $2p_y$	☐ $2p_z$	☐ $3d_{xz}$

7. Среди перечисленных состояний электронов невозможными являются

☐ 1s	☐ 1p	☐ 2p
☐ 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

Периодическая система химических элементов

1. Свойства химических элементов изменяются периодически в зависимости от

- ☐ числа нейтронов в ядре
- ☐ числа электронов в атоме
- ☐ заряда ядра
- ☐ числа электронных слоев
- ☐ порядкового (атомного) номера

2. Периодические свойства химических элементов

- ☐ атомная масса
- ☐ радиус атома
- ☐ сродство к электрону
- ☐ число электронных слоев

- электроотрицательность
- энергия (энтальпия) ионизации

3. Электронная формула атома железа

- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^1$
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^7 4s^2$
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^8 4s^2$
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^5 5s^2$
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^6 5s^2$

4. В третьем периоде слева направо при переходе от натрия к хлору наблюдается тенденция к

- увеличению радиуса атома
- уменьшению радиуса атома
- увеличению числа электронных слоёв
- уменьшению числа электронных слоёв
- увеличению электротрицательности атомов элементов
- уменьшению электроотрицательнсти атомов элементов

5. В главной подгруппе второй группы химических элементов сверху вниз при переходе от бериллия к барию происходит

- увеличение радиуса атома
- уменьшение радиуса атома
- увеличение числа электронных слоёв
- уменьшение числа электронных слоёв
- увеличение сродства к электрону
- уменьшение сродства к электрону6. Сила кислородных кислот типа $H_nЭO_m$ возрастает
- с увеличением степени окисления атома элемента Э
- с уменьшением степени окисления атома элемента Э
- с увеличением радиуса иона элемента Э
- с уменьшением радиуса иона элемента Э

7. Установите соответствием между типом химического элемента и его названием

ТИП ЭЛЕМЕНТА	НАЗВАНИЕ ЭЛЕМЕНТА
	гелий (№ 2)
	самарий (№ 62)
	вольфрам (№ 74)
	висмут (№ 83)
	радий (№ 88)

8. Установите последовательность возрастания силы оснований

1. $Ca(OH)_2$
2. $Ba(OH)_2$
3. $Fe(OH)_2$
4. $Fe(OH)_3$

Введите номера соединений
без разделительных знаков:

9. Самая слабая галогеноводородная кислота.

Введите химическую
формулу кислоты:

10. Название химического элемента, электронная формула которого $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^4$.

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 $NH_3 + H^+ \rightarrow NH_4^+$ 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, N_2, $Ca_3(PO_4)_2$
- ☐ NaF, H_2S, P_4O_{10}
- ☐ SiO_2, $NaOH$, HgO
- ☐ NH_3, CO_2, HF
- ☐ KOH, $LiCl$, H_2SO_4

6. Полярные молекулы

☐ N_2	☐ NH_3	☐ H_2S
☐ CH_4	☐ CO	☐ CO_2

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

1. H_2Se
2. H_2O
3. H_2S
4. H_2Te

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 H_3PO_4

Введите ответ числом:

10. Число p-связей в молекуле H_2SO_4

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

☐ K	☐ K_2S	☐ HNO_3
☐ $KMnO_4$	☐ $K_2Cr_2O_7$	☐ $KCr(SO_4)_2$

3. Типичные восстановители

☐ NaI	☐ H_2S	☐ H_2SO_4
☐ Na_3PO_4	☐ KNO_3	☐ CO

4. Проявляют как окислительные, так и восстановительные свойства

☐ S	☐ H_2O_2	☐ H_2SO_3
☐ KNO_2	☐ KNO_3	☐ H_3PO_4

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

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

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

- ☐ $Ca + Cl_2 = CaCl_2$
- ☐ $NaCl_{(кр.)} + H_2SO_{4(конц.)} = HCl\uparrow + NaHSO_4$
- ☐ $Cl_2 + 2KOH = KCl + KClO + H_2O$
- ☐ $4HCl_{(конц.)} + MnO_2 = Cl_2\uparrow + MnCl_2 + 2H_2O$
- ☐ $2FeCl_2 + Cl_2 = 2FeCl_3$

7. Химической реакции

$$4\,NH_3 + 5O_2 \xrightarrow[\text{катализатор}]{t^\circ} 4\,NO + 6\,H_2O$$

соответствует схема превращения азота

☐ $N^{+3} \rightarrow N^{+2}$	☐ $N^{-3} \rightarrow N^{0}$	☐ $N^{+3} \rightarrow N^{+5}$
☐ $N^{-3} \rightarrow N^{+2}$	☐ $N^{0} \rightarrow N^{+2}$	☐ $N^{+3} \rightarrow N^{-3}$

8. Продуктами химической реакции
$FeSO_4 + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow$
являются

☐ FeS	☐ $FeSO_3$	☐ $Fe_2(SO_4)_3$	☐ K_2SO_4
☐ $Cr_2(SO_4)_3$	☐ $CrSO_4$	☐ K_2CrO_4	☐ H_2O

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

ЧИСЛО ЭЛЕКТРОНОВ	СРЕДА
	нейтральная среда
	кислая среда
	щелочная среда

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

Введите ответ числом:

Скорость химических реакций

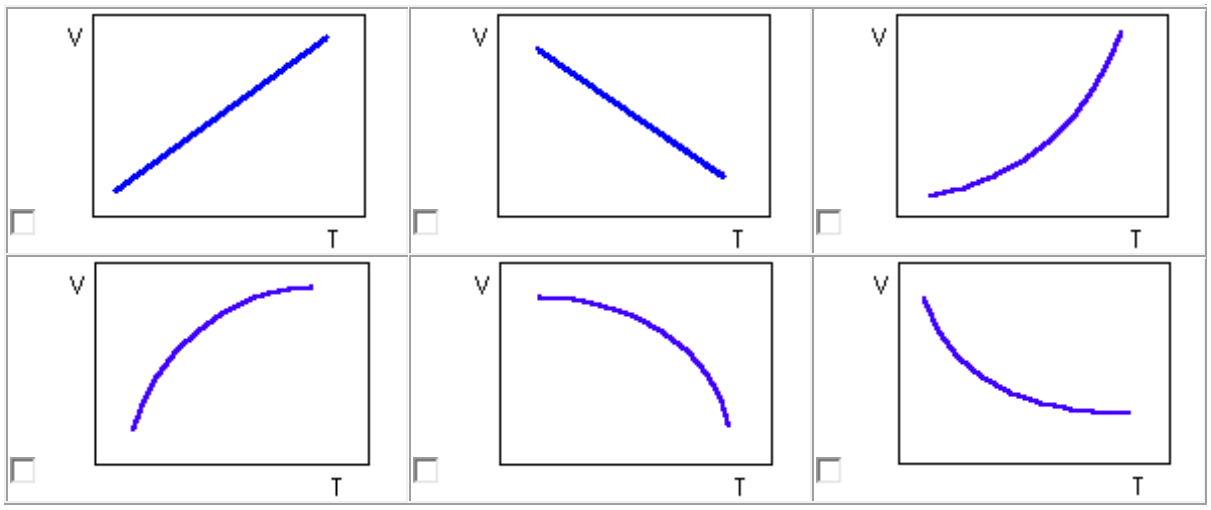
1. Скорость протекающей в растворе химической реакции зависит

- ☐ от температуры
- ☐ от природы веществ
- ☐ от состава стекла, из которого изготовлен реакционный сосуд
- ☐ от концентрации веществ
- ☐ от присутствия нескольких капель индикатора
- ☐ от присутствия катализатора

2. Зависимость скорости химической реакции от температуры выражается правилом

- ☐ Хунда
- ☐ Марковникова
- ☐ Вант-Гоффа
- ☐ Зайцева

3. Характер зависимости скорости химической реакции V от температуры T



4. Температурный коэффициент скорости химической реакции равен двум. При понижении температуры на 40 градусов скорость химической реакции

- ☐ увеличится в 8 раз
- ☐ увеличится в 16 раз
- ☐ увеличится в 32 раза
- ☐ уменьшится в 8 раз
- ☐ уменьшится в 16 раз
- ☐ уменьшится в 32 раза

5. Скорость одностадийной реакции 2A(г) + B(г) = 2C(г), протекающей в закрытом сосуде, при увеличении внешнего давления в 2 раза

- ☐ увеличится в 2 раза
- ☐ увеличится в 4 раза
- ☐ увеличится в 8 раз
- ☐ уменьшится в 2 раза
- ☐ уменьшится в 6 раз
- ☐ не изменится

6. Для увеличения скорости реакции металлического цинка с водным раствором соляной кислоты необходимо

- ☐ понизить температуру
- ☐ повысить температуру
- ☐ раздробить кусочек цинка

- увеличить интенсивность перемешивания
- сильно разбавить раствор соляной кислоты дистиллированной водой

7. Вещества, усиливающие действие катализаторов, называются

- инициаторами
- индикаторами
- ингибиторами
- промоторами
- каталитическими ядами8. Вещества, замедляющие скорость химической реакции, называются

- инициаторами
- индикаторами
- ингибиторами
- промоторами
- каталитическими ядами

9. Рассчитайте, во сколько раз возрастет скорость одностадийной реакции
$A + B \rightarrow 2C$, если концентрацию вещества А увеличить в 3 раза, а концентрацию вещества В – в 2 раза.

Введите ответ
целым числом:

10. При повышении температуры от 10 до 50°C скорость химической реакции увеличилась в 81 раз. Рассчитайте температурный коэффициент скорости химической реакции.

Введите ответ
целым числом:

Химическое равновесие

1. При установлении в системе состояния химического равновесия

- все исходные вещества превращаются в продукты
- протекает только прямая реакция
- протекает только обратная реакция

- прямая и обратная реакции протекают с одинаковой скоростью
- протекание химических реакций прекращается2. Направление смещения химического равновесия при изменении внешних условий определяется

- правилом Зайцева
- принципом Паули
- принципом Ле Шателье
- правилом Хунда
- правилом Вант-Гоффа

смещается в сторону реакции, протекающей

- с выделением теплоты
- с поглощением теплоты
- с уменьшением объема
- с увеличением объема
- с образованием газообразных веществ

4. При понижении давления положение химического равновесия смещается в сторону

- экзотермической реакции
- эндотермической реакции
- реакции, протекающей с уменьшением объема
- реакции, протекающей с увеличением объема

5. Положение химического равновесия в эндотермической реакции

$2HBr_{(г)} \rightleftarrows H_{2(г)} + Br_{2(г)}$

сместится вправо при повышении

- давления
- температуры
- концентрации HBr
- концентрации H_2
- концентрации Br_2

6. Положение химического равновесия в экзотермической реакции

$2CO_{(г)} + O_{2(г)} \rightleftarrows 2CO_{2(г)}$

сместится влево при

- ☐ повышении температуры
- ☐ понижении температуры
- ☐ повышении давления
- ☐ понижении давления
- ☐ выводе углекислого газа из реакционной смеси
- ☐ повышении концентрации кислорода в газовой смеси

7. Реакции, для которых при повышении давления положение равновесия смещается вправо

- ☐ $2HBr_{(г)} \rightleftarrows H_{2(г)} + Br_{2(г)}$
- ☐ $MgCO_{3(г)} \rightleftarrows MgO_{(г)} + CO_{2(г)}$
- ☐ $3H_{2(г)} + N_2(г) \rightleftarrows 2NH_{3(г)}$
- ☐ $CO_{2(г)} + C_{(графит)} \rightleftarrows 2CO_{(г)}$
- ☐ $2NO_{(г)} + O_{2(г)} \rightleftarrows 2NO_{2(г)}$

8. Реакции, положение равновесия в которых смещается при повышении давления влево

- ☐ $3H_{2(г)} + N_{2(г)} \rightleftarrows 2NH_{3(г)}$
- ☐ $2HBr_{(г)} \rightleftarrows H_{2(г)} + Br_{2(г)}$
- ☐ $2NO_{(г)} + O_{2(г)} \rightleftarrows 2\ NO_{2(г)}$
- ☐ $MgCO_{3(кр.)} \rightleftarrows MgO_{(кр.)} + CO_{2(г)}$
- ☐ $CO_{2(г)} + C_{(графит)} \rightleftarrows 2CO_{(г)}$

9. Введение катализатора в равновесную систему

- ☐ смещает равновесие в сторону экзотермической реакции
- ☐ смещает равновесие в сторону эндотермической реакции
- ☐ смещает равновесие в сторону увеличения количества газообразных веществ
- ☐ смещает равновесие в сторону уменьшения количества газообразных веществ
- ☐ не оказывает влияния на положение системы, находящейся в состоянии химического равновесия

10. Понижение температуры будет смещать положение равновесия в том же направлении, что и повышение давления, для реакций

- ☐ $CO_{(г)} + H_2O_{(г)} \rightleftarrows CO_{2(г)} + H_{2(г)}$ (эндотермический процесс)
- ☐ $2SO_{2(г)} + O_{2(г)} \rightleftarrows 2SO_{3(г)}$ (экзотермический процесс)
- ☐ $N_{2(г)} + O_{2(г)} \rightleftarrows 2\ NO_{(г)}$ (эндотермический процесс)

- $3O_{2(г)} \rightleftarrows 2O_{3(г)}$ (эндотермический процесс)
- $CaCO_{3(кр.)} \rightleftarrows CaO_{(кр.)} + CO_{2(г)}$ (эндотермический процесс)

Электролитическая диссоциация

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

H_3PO_3	$(NH_4)_3PO_4$	$K_2Cr_2O_7$
NaH_2PO_4	$KAl(SO_4)_2$	CH_3COOH

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

H_3PO_3	KNO_3	$K_2Cr_2O_7$	H_2CO_3
$Al_2(SO_4)_3$	$HClO$	KCN	HBr

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

NH_4Cl	H_2SO_3	K_2CrO_4
HCN	$KAl(SO_4)_2$	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
- $KCr(SO_4)_2$
- NaH_2PO_4

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

КОЛИЧЕСТВО ИОНОВ	ФОРМУЛЫ
	$Cu(NO_3)_2$
	$Cr_2(SO_4)_3$
	CH_3COONa
	Na_3PO_4
	$K_2Cr_2O_7$

7. Правая часть уравнения электролитической диссоциации соли Мора $(NH_4)_2Fe(SO_4)_2$ в разбавленном водном растворе имеет вид

- ☐ $(NH_4)_2SO_4 + FeSO_4$
- ☐ $2NH_4^+ + Fe^{3+} + 2SO_4^{2-}$
- ☐ $2NH_4^+ + Fe^{2+} + 2SO_4^{2-}$
- ☐ $2NH_3 + Fe^{2+} + 2SO_4^{2-}$
- ☐ $FeSO_4 + NH_3$
- ☐ $(NH_4)_2SO_4 + Fe_2(SO_4)_3$

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)

☐ 0,003	☐ 0,015	☐ 0,0015	☐ 0,009
☐ 0,001	☐ 0,002	☐ 0,006	☐ 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, $K_2Cr_2O_7$, $Ba(NO_3)_2$
- ☐ $CuCl_2$, NH_4Br, $Fe_2(SO_4)_3$
- ☐ 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, $Al_2(SO_4)_3$, KNO_3
- ☐ $CuCl_2$, NH_4Br, $Fe_2(SO_4)_3$
- ☐ 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

☐ $Al_2(SO_4)_3$	☐ KCl	☐ Na_2SO_3	☐ NH_4Br
☐ $Ba(NO_3)_2$	☐ $BeCl_2$	☐ Na_3PO_4	☐ K_2SO_4

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

- ☐ $Fe_2(SO_4)_3$ и K_2CO_3
- ☐ $Cr(NO_3)_3$ и K_2SO_3
- ☐ Na_2SO_3 и HCl
- ☐ K_2CO_3 и H_2SO_4
- ☐ $Cu(NO_3)_2$ и K_2CO_3
- ☐ $AlCl_3$ и Na_2S

6. Щелочную реакцию имеют растворы

☐ KCl	☐ Na_2CO_3	☐ $ZnCl_2$
☐ Na_3PO_4	☐ $(NH_4)_2SO_4$	☐ CH_3COONH_4

7. В водном растворе сульфида калия максимальной будет концентрация

☐ HS^-	☐ S^{2-}	☐ H^+
☐ H_2S	☐ K^+	☐ OH^-

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

- ☐ $NaNO_3$
- ☐ $NaOH$
- ☐ H_2O
- ☐ HCl
- ☐ KOH

9. Для усиления гидролиза $FeCl_3$ 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 взаимн

го усиления гидролиза солей образуются продукты:

☐ $Mg(OH)_2$	☐ $MgCO_3$	☐ $Mg_2(OH)_2CO_3$	☐ MgO
☐ $NaNO_3$	☐ $NaHCO_3$	☐ CO_2	☐ H_2

Растворы; концентрация растворов

1. Водный раствор сахара, массовая доля $C_{12}H_{22}O_{11}$ 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

☐ HNO_3	☐ CH_3OH	☐ NaOH
☐ K_2SO_4	☐ $C_6H_{12}O_6$	☐ 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. HNO_3
3. Na_2CO_3
4. C_2H_5OH

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:

Общие свойства металлов

1. Характерные свойства большинства металлов

- ☐ низкая электропроводность
- ☐ высокая электропроводность
- ☐ способность отдавать электроны и образовывать катионы
- ☐ способность принимать электроны и образовывать анионы
- ☐ пластичность
- ☐ хрупкость

2. Порядковый номер самого распространенного на Земле металла.

Введите ответ целым числом:

3. Название промышленного метода получения металлов, основанного на вытеснении более активным металлом из растворов их солей

- ☐ алюмотермия
- ☐ гидрометаллургия
- ☐ пирометаллургия
- ☐ электролиз
- ☐ электрометаллургия

4. Установите соответствием типом элемента, к которому относятся металлы и названием металла

ТИП ЭЛЕМЕНТА	НАЗВАНИЕ МЕТАЛЛА
	молибден (№ 42)
	неодим (№ 60)
	свинец (№ 82)

	стронций (№ 38)
	плутоний (№ 94)

5. Легирование металлов проводят

- ☐ путем нанесения на их поверхность защитного металлического покрытия
- ☐ путем нанесения на их поверхность защитных полимерных материалов
- ☐ путем добавления в их состав компонентов, улучшающих механические свойства
- ☐ для увеличения химической активности металла
- ☐ для уменьшения химической активности металла

6. Установите последовательность увеличения химической активности металлов

1. Mg
2. Al
3. K
4. Ca

Введите номера металлов без разделительных знаков:

7. Взаимодействуют с разбавленными серной и соляной кислотами с выделением водорода металлы, которые

- ☐ стоят в ряду напряжений до водорода
- ☐ стоят в ряду напряжений после водорода
- ☐ располагаются в подгруппе лития
- ☐ располагаются в подгруппе меди
- ☐ располагаются в подгруппе бериллия

8. С водными растворами щелочей взаимодействуют

- ☐ магний
- ☐ железо
- ☐ цинк
- ☐ медь
- ☐ алюминий
- ☐ серебро

9. При обработке смеси порошков меди и железа соляной кислотой образуются

☐ $CuCl_2$	☐ $FeCl_2$	☐ $FeCl_3$
☐ Cl_2	☐ H_2	☐ H_2O

10. Оксид двухвалентного металла содержит 7,4 мас.% кислорода.

Введите название металла:

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.

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 ИНФОРМАЦИОННЫХ РЕСУРСОВ

9.1 Литература

Основная литература

1. Ардашникова, Е. И. Сборник задач по неорганической химии [Текст] : учеб.пособие / Е. И. Ардашникова, Г. Н. Мазо, М. Е. Тамм ; под ред. Ю. Д. Третьякова. – М. : Академия, 2008. – 207 с. (20 экз.)

2. 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. – 368 с.(34 экз.)

3. 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.)

4. 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.)

5. Неорганическаяхимия. В 3 т. : учебник для студ. вузов / ред. Ю. Д. Третьяков. – М. : Академия, 2007. – (Высшее профессиональное образование). (Т.1 – 20 экз., Т.2 – 20 экз., Т.3 – 28 экз.)

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

7. 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. – 527 с. (18 экз.)

8. 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. (30 экз.)

Дополнительная литература

1. 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.)

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

3. 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.)

4. Координационная химия: учеб. пособие для студ. вузов / В.В. Скопенко [и др.]. – М. : Академкнига, 2007. – 487 с. (10 экз.)

5. Коровин, Н.В. Общая химия: учебник для студ. вузов / Н.В. Коровин. – 10-е изд., перераб. – М. : Высш. шк., 2008. – 556 с. (5 экз.)

6. 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.)

7. 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.)

8. 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). (Т.1 – 13 экз., Т.2 – 13 экз.)

9. Хаханина, Т.И. Неорганическая химия : учеб. пособие для студ. вузов / Т. И. Хаханина, Н. Г. Никитина, В. И. Гребенькова. - М. : Юрайт, 2010. – 287 с. (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. Электронная библиотека по химии http://www.chem.msu.su/rus/elibrary/
4. Портал научной электронной библиотеки http://elibrary.ru/defaultx.asp

9.3 Электронно-библиотечные ресурсы

1. Полпред (обзор СМИ). - Режим доступа: https://polpred.com/news
2. ЭБС «Юрайт» https://urait.ru.

10 МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКАЯ БАЗА

Для проведения занятий лекционного типа, групповых и индивидуальных консультаций, текущего контроля и промежуточной аттестации используются аудитории, оснащённые учебной мебелью, аудиторной доской, компьютером(рами) 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 (таблицы, мультимедийные презентации). Для проведения лабораторных занятий также используется:

Ауд. 103 «А». Лаборатория неорганической химии

- Стол письменный 2-мест. (12 шт.)
- Стул (25 шт.)
- Стол преподавателя (1 шт.)
- Стул преподавателя (1 шт.)
- Пюпитр (1 шт.)
- Стол лабораторный (3 шт.)
- Аудиторная доска (1 шт.)
- Компьютер с установленным лицензионным специализированным программным обеспечением (2 шт.)
- Принтер «Samsung» (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.)
- Экспозиционный экран (навесной) (1 шт.)
- Сушильный шкаф
- Весы ЕК-410 (технические)
- Химическая посуда
- Штативы для пробирок, нагревательные приборы, лабораторная посуда
- Химические реактивы по тематике лабораторных работ

Ауд. 118 «А». Лаборатория естественнонаучной направленности педагогического технопарка «Кванториум» им. С.В. Ланкина

- Микроскоп биологический Микромед 1
- Лупы ручные
- Цифровая лаборатория по химии для учителя STEM
- Цифровая лаборатория по экологии для реализации сети школьного экологического мониторинга STEM

- Робототехнический комплекс НАУРОБО «Умная теплица»
- Микролаборатория для химического эксперимента
- Столик подъемный
- Набор реактивов для ГИА по химии
- Прибор для получения галоидоалканов и сложных эфиров
- Пчелка-У/хим мини-экспресс лаборатория учебная
- КПЭ комплект-практикум экологический
- Учебно-лабораторный комплекс «Химия в школе»
- Наконечники
- Бюретка 25 мл.

Биологическая микролаборатория и т.д.

Учебно-наглядные пособия - слайды, таблицы, мультимедийные презентации по дисциплине «Неорганическая химия»

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.д.

Разработчик: Егорова И.В., доктор химических наук, профессор кафедры химии;
Родионова Н.А., кандидат химических наук, доцент кафедры химии.

11 ЛИСТ ИЗМЕНЕНИЙ И ДОПОЛНЕНИЙ

Утверждение изменений и дополнений в РПД для реализации в 2026/2027 уч. г.

РПД пересмотрена, обсуждена и одобрена для реализации в 2026/2027 уч. г. на заседании кафедры химии (протокол № 8 от 28 мая 2026 г.).