

Документ подписан простой электронной подписью

Информация о владельце: Министерство науки и высшего образования Российской Федерации

ФИО: Смирнов Сергей Николаевич

Должность: врио ректора

Дата подписания: 16.09.2022 15:36:51

Уникальный программный ключ:

69e375c64f7e975d4e8830e7b4fcc2ad1bf35f08

ФГБОУ ВО «Тверской государственный университет»

Утверждаю:

Руководитель ООП

Феофанова М.А.

28 апреля 2021 г.



Рабочая программа дисциплины (с аннотацией)

Неорганическая химия

Направление подготовки

04.03.01 Химия

Направленность (профиль)

Перспективные материалы: синтез и анализ

Для студентов 1 курса очной формы обучения

Составитель: к.х.н., доцент Баранова Н.В.

Тверь, 2021

I. Аннотация

1. Цель и задачи дисциплины:

Целью освоения дисциплины является формирование и развитие у студентов базовых теоретических сведений и получение практических навыков, направленных на развитие способности решать стандартные задачи профессиональной деятельности.

Задачами освоения дисциплины (модуля) являются:

- Изучение теоретических основ неорганической химии.
- Овладение методами и способами синтеза неорганических веществ.
- Овладение навыками описания свойств веществ на основе закономерностей, вытекающих из периодического закона и Периодической системы химических элементов Д.И. Менделеева.
- Овладение нормами техники безопасности

В результате освоения дисциплины обучающийся должен:

- Знать: теоретические основы неорганической химии (состав, строение и химические свойства основных простых веществ и химических соединений, связь строения вещества и протекания химических процессов).
- Уметь: реализовать возможности классической неорганической химии применительно к изучению неорганических веществ, в т.ч. путем проведения химического эксперимента и исследованием химических веществ и реакций.
- Владеть: методами и способами синтеза неорганических веществ, навыками описания свойств веществ на основе закономерностей, вытекающих из периодического закона и Периодической системы химических элементов Д.И. Менделеева, нормами техники безопасности.

2. Место дисциплины в структуре ООП

Дисциплина входит в обязательную часть Блока 1. «Дисциплины» учебного плана.

Дисциплина «Неорганическая химия» содержательно закладывает основы знаний для освоения дисциплин базовой части «Аналитическая химия», «Органическая химия», «Физическая химия», а также ряда дисциплин по выбору. В процессе освоения дисциплины используются следующие образовательные технологии, способы и методы формирования компетенций: лекция, лабораторная работа. Значительная часть занятий проходит в химических лабораториях.

Освоение дисциплины базируется на знаниях, умениях, навыках, полученных в рамках изучения школьного курса химии.

3. Объем дисциплины: 19 зачетных единиц, 684 академических часов, в том числе

контактная аудиторная работа; лекции - 88 часа, лабораторные работы - 280 часов;

контактная внеаудиторная работа: контроль самостоятельной работы – 180 часов;

самостоятельная работа: 82 часа, контроль - 54 часа.

4. Планируемые результаты обучения по дисциплине, соотнесенных с планируемыми результатами освоения образовательной программы

Планируемые результаты освоения образовательной программы (формируемые компетенции)	Планируемые результаты обучения по дисциплине
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-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-6 Способен представлять результаты своей работы в устной и письменной форме в соответствии с нормами и правилами, принятыми в профессиональном сообществе	ОПК-6.1. Представляет результаты работы в виде отчета по стандартной форме на русском языке

5. Форма промежуточной аттестации и семестр:

экзамен – 1 семестр

экзамен – 2 семестр

6. Язык преподавания: русский

II. Содержание дисциплины, структурированное по темам (разделам) с указанием отведенного на них количества академических часов и видов учебных занятий

Учебная программа – наименование разделов и тем	Всего (час.)	Контактная работа (час.)			Самостоятельная работа, в том числе контроль (час.)
		Лекции	Семинарские/ Практические занятия/ Лабораторные работы (оставить нужное)	Контроль самостоятельной работы (в том числе курсовая работа)	
1	2	3	4	5	6
1. Введение. Основные понятия и законы химии	44	-	25	14	5
2. Основные законы термодинамики. Обратимость химических реакций	42	8	15	9	10
3. Растворы. Кислотно-основное равновесие. Электрохимические свойства растворов. Электролиз. Коррозия.	88	18	53	5	12
4. Кинетика и механизм химических реакций.	54	10	25	11	8
5. Строение атома.	28	4	12	4	8
6. Химическая связь.	32	8	12	8	4
7. Комплексные соединения	36	8	12	8	8
Итого 1 семестр:	324	56	154	59	55
8. Периодический закон Д.И. Менделеева. Периодическая система.	32	2	5	15	10
9. Основы химии твердого тела.	12	2	-	6	4
10. Водород.	16	2	7	3	4
11. Элементы I A группы (щелочные металлы).	28	2	9	9	8
12. Элементы II A группы (бериллий, магний, кальций, стронций, барий).	34	4	15	7	8
13. Элементы III A группы (бор, алюминий, галлий, таллий).	42	2	17	14	9
14. Элементы IV A группы (углерод, кремний, германий, олово, свинец).	36	4	17	9	6
15. Элементы V A группы (азот, фосфор, мышьяк, сурьма, висмут).	48	4	17	17	10
16. Элементы VI A группы (кислород, сера, селен, теллур).	40	4	17	13	6

17. Элементы VII А группы (галогены).	46	4	20	12	10
18. Элементы VIII А группы (инертные газы).	16	2	2	6	6
19. Курсовая работа по дисциплине «Неорганическая химия»	10			10	
Итого 2 семестр:	360	32	126	121	81
ИТОГО:	684	88	280	180	136

III. Образовательные технологии

Учебная программа – наименование разделов и тем (в строгом соответствии с разделом II РПД)	Вид занятия	Образовательные технологии
1. Введение. Основные понятия и законы химии	<ul style="list-style-type: none"> • лекция • лабораторная работа в химической лаборатории • решение задач и упражнений • проверка домашних заданий 	<ul style="list-style-type: none"> • традиционные (фронтальная лекция, решение упражнений), • информационные (показ презентаций) • технология исследовательской деятельности (химический эксперимент) • технология модульного и блочно-модульного обучения • здоровьесберегающие технологии
2. Основные законы термодинамики. Обратимость химических реакций	<ul style="list-style-type: none"> • лекция • лабораторная работа в химической лаборатории • решение задач и упражнений • проверка домашних заданий 	<ul style="list-style-type: none"> • традиционные (фронтальная лекция, решение упражнений), • информационные (показ презентаций) • технология исследовательской деятельности (химический эксперимент) • технология модульного и блочно-модульного обучения • здоровьесберегающие технологии

<p>3. Растворы. Кислотно-основное равновесие. Электрохимические свойства растворов. Электролиз. Коррозия.</p>	<ul style="list-style-type: none"> • лекция • лабораторная работа в химической лаборатории • решение задач и упражнений • проверка домашних заданий 	<ul style="list-style-type: none"> • традиционные (фронтальная лекция, решение упражнений), • информационные (показ презентаций) • технология исследовательской деятельности (химический эксперимент) • технология модульного и блочно-модульного обучения • здоровьесберегающие технологии
<p>4. Кинетика и механизм химических реакций.</p>	<ul style="list-style-type: none"> • лекция • лабораторная работа в химической лаборатории • решение задач и упражнений • проверка домашних заданий 	<ul style="list-style-type: none"> • традиционные (фронтальная лекция, решение упражнений), • информационные (показ презентаций) • технология исследовательской деятельности (химический эксперимент) • технология модульного и блочно-модульного обучения • здоровьесберегающие технологии
<p>5. Строение атома.</p>	<ul style="list-style-type: none"> • лекция • решение задач и упражнений • проверка домашних заданий 	<ul style="list-style-type: none"> • традиционные (фронтальная лекция, решение упражнений), • информационные (показ презентаций) • технология модульного и блочно-модульного обучения • здоровьесберегающие технологии
<p>6. Химическая связь.</p>	<ul style="list-style-type: none"> • лекция • решение задач и упражнений • проверка домашних заданий 	<ul style="list-style-type: none"> • традиционные (фронтальная лекция, решение упражнений), • информационные (показ презентаций) • технология модульного и блочно-модульного обучения • здоровьесберегающие технологии

7. Комплексные соединения	<ul style="list-style-type: none"> • лекция • лабораторная работа в химической лаборатории • решение задач и упражнений • проверка домашних заданий 	<ul style="list-style-type: none"> • традиционные (фронтальная лекция, решение упражнений), • информационные (показ презентаций) • технология исследовательской деятельности (химический эксперимент) • технология модульного и блочно-модульного обучения • здоровьесберегающие технологии
8. Периодический закон Д.И. Менделеева. Периодическая система.	<ul style="list-style-type: none"> • лекция • лабораторная работа в химической лаборатории • решение задач и упражнений • проверка домашних заданий 	<ul style="list-style-type: none"> • традиционные (фронтальная лекция, решение упражнений), • информационные (показ презентаций) • технология исследовательской деятельности (химический эксперимент) • технология модульного и блочно-модульного обучения • здоровьесберегающие технологии
9. Основы химии твердого тела.	<ul style="list-style-type: none"> • лекция • решение задач и упражнений • проверка домашних заданий 	<ul style="list-style-type: none"> • традиционные (фронтальная лекция, решение упражнений), • информационные (показ презентаций) • технология модульного и блочно-модульного обучения • здоровьесберегающие технологии

10. Водород.	<ul style="list-style-type: none"> • лекция • лабораторная работа в химической лаборатории • решение задач и упражнений • проверка домашних заданий 	<ul style="list-style-type: none"> • традиционные (фронтальная лекция, решение упражнений), • информационные (показ презентаций) • технология исследовательской деятельности (химический эксперимент) • технология модульного и блочно-модульного обучения • здоровьесберегающие технологии
11. Элементы I A группы (щелочные металлы).	<ul style="list-style-type: none"> • лекция • лабораторная работа в химической лаборатории • решение задач и упражнений • проверка домашних заданий 	<ul style="list-style-type: none"> • традиционные (фронтальная лекция, решение упражнений), • информационные (показ презентаций) • технология исследовательской деятельности (химический эксперимент) • технология модульного и блочно-модульного обучения • здоровьесберегающие технологии
12. Элементы II A группы (бериллий, магний, кальций, стронций, барий).	<ul style="list-style-type: none"> • лекция • лабораторная работа в химической лаборатории • решение задач и упражнений • проверка домашних заданий 	<ul style="list-style-type: none"> • традиционные (фронтальная лекция, решение упражнений), • цифровые (показ презентаций)
13. Элементы III A группы (бор, алюминий, галлий, таллий).	<ul style="list-style-type: none"> • лекция • лабораторная работа в химической лаборатории • решение задач и упражнений • проверка домашних заданий 	<ul style="list-style-type: none"> • традиционные (фронтальная лекция, решение упражнений), • информационные (показ презентаций) • технология исследовательской деятельности (химический эксперимент) • технология модульного и блочно-модульного обучения • здоровьесберегающие технологии

<p>14. Элементы IV A группы (углерод, кремний, германий, олово, свинец).</p>	<ul style="list-style-type: none"> • лекция • лабораторная работа в химической лаборатории • решение задач и упражнений • проверка домашних заданий 	<ul style="list-style-type: none"> • традиционные (фронтальная лекция, решение упражнений), • информационные (показ презентаций) • технология исследовательской деятельности (химический эксперимент) • технология модульного и блочно-модульного обучения • здоровьесберегающие технологии
<p>15. Элементы V A группы (азот, фосфор, мышьяк, сурьма, висмут).</p>	<ul style="list-style-type: none"> • лекция • лабораторная работа в химической лаборатории • решение задач и упражнений • проверка домашних заданий 	<ul style="list-style-type: none"> • традиционные (фронтальная лекция, решение упражнений), • информационные (показ презентаций) • технология исследовательской деятельности (химический эксперимент) • технология модульного и блочно-модульного обучения • здоровьесберегающие технологии
<p>16. Элементы VI A группы (кислород, сера, селен, теллур).</p>	<ul style="list-style-type: none"> • лекция • лабораторная работа в химической лаборатории • решение задач и упражнений • проверка домашних заданий 	<ul style="list-style-type: none"> • традиционные (фронтальная лекция, решение упражнений), • информационные (показ презентаций) • технология исследовательской деятельности (химический эксперимент) • технология модульного и блочно-модульного обучения • здоровьесберегающие технологии

17. Элементы VII А группы (галогены).	<ul style="list-style-type: none"> • лекция • лабораторная работа в химической лаборатории • решение задач и упражнений • проверка домашних заданий 	<ul style="list-style-type: none"> • традиционные (фронтальная лекция, решение упражнений), • информационные (показ презентаций) • технология исследовательской деятельности (химический эксперимент) • технология модульного и блочно-модульного обучения • здоровьесберегающие технологии
18. Элементы VIII А группы (инертные газы).	<ul style="list-style-type: none"> • лекция • лабораторная работа в химической лаборатории • решение задач и упражнений • проверка домашних заданий 	<ul style="list-style-type: none"> • традиционные (фронтальная лекция, решение упражнений), • информационные (показ презентаций) • технология исследовательской деятельности (химический эксперимент) • технология модульного и блочно-модульного обучения • здоровьесберегающие технологии
19. Курсовая работа по дисциплине «Неорганическая химия»	<ul style="list-style-type: none"> • написание и оформление курсовой работы 	<ul style="list-style-type: none"> • технология исследовательской деятельности

IV. Оценочные материалы для проведения текущей и промежуточной аттестации

1 семестр
РАССЧЕТ БАЛЛОВ В 1 СЕМЕСТРЕ
ПО ДИСЦИПЛИНЕ «НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ»
1 модуль

№	Результат (индикатор)	Вид работы / способ	Критерии оценивания
1	ОПК-1.1 ОПК-2.1	Лабораторные работы-7	7 (1 балл за 1 лабораторную работу)
2	ОПК-6.1	Контрольная работа №1 Контрольная работа № 2 Контрольная работа № 3	5* 5 5

		Тест	*(5 заданий, 1 балл за 1 правильно решенное задание) 3 (тест содержит 20 вопросов, 1 правильный ответ -0,15 балла)
3		Выполнение домашней работы,	2
4		Посещаемость	1
5		Работа на занятии	2
		Итого:	30

2 модуль

№	Результат (индикатор)	Вид работы / способ	Критерии оценивания
1	ОПК-1.1 ОПК-2.1 ОПК-6.1	Лабораторные работы - 6	6 (1 балл за 1 лабораторную работу)
2		Контрольная работа № 4	5*
		Контрольная работа № 5	5
		Контрольная работа № 6	5
		Контрольная работа № 7	5
			*(5 заданий, 1 балл за 1 правильно решенное задание)
3		Выполнение домашней работы	2
4	Посещаемость	1	
5	Работа на занятии	1	
		Итого:	30
6		Экзамен	40 (4 задания в билете по 10 баллов)
		Итого за 1 семестр	100 баллов

Текущий контроль успеваемости

1 модуль

Контрольная работа №1. Тема: «Основные понятия и законы химии»

Пример

1. Объемные доли газовой смеси составляют: метана – 30% и водорода – 70%. Смесь находится под давлением $1,07 \cdot 10^5$ Па. Найдите парциальные давления газов.
2. Смесь азота с водородом весит 6,4 г и находится при 27°C и $P = 101,3$ кПа, занимая объем 20 л. Определите $m(\text{N}_2)$ и $m(\text{H}_2)$ в смеси.
3. После взрыва 0,02 л смеси водорода и кислорода осталось 0,0032 л кислорода. Выразить в процентах по объему первоначальный состав смеси.

Контрольная работа №2. Тема: «Термодинамика и химическая кинетика»

Пример

1. Функции состояния, характеризующие химические системы.
2. Дайте определение стандартному состоянию. Стандартные условия. Стандартные измерения и обозначения.
3. Термохимические уравнения. Понятия экзо- и эндотермические реакции. Закон Гесса. Следствие из закона Гесса. Ответ подтвердите примерами.
4. При некоторой температуре T эндотермическая реакция $A \rightarrow B$ практически идет до конца. Определить:
 - а) знак ΔS реакции.
 - б) знак ΔG реакции $B \rightarrow A$ при температуре T .
 - в) возможность протекания реакции $B \rightarrow A$ при низких температурах.
5. $\text{NH}_4\text{NO}_3(\text{к}) \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}(\text{г}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{г})$
Укажите знак энтропии.
6. Скорость химической реакции. Закон действующих масс. Правило Вант-Гоффа.
7. Энергия активации. Уравнение Аррениуса.
8. Химическое равновесие. Связь константы равновесия с ΔG и ΔH реакции. Принцип Ле-Шателье. Ответы иллюстрируйте примерами.
9. Чем объясняется повышение скорости реакции при введение в систему катализатора?
10. Константа равновесия реакции $A(\text{г}) + B(\text{г}) \rightleftharpoons C(\text{г}) + D(\text{г})$ равна единице. Сколько процентов вещества A подвергается превращению, если смешать 3 моль вещества A и 5 моль вещества B ?

Контрольная работа №3. Тема: «Концентрация растворов»

Пример

1. Вычислить 10%, C_m , C_n гидроксида натрия в 9,28Н растворе NaOH ($\rho = 1,310$ г/мл).
2. Какой объем 10%-ного раствора NaOH ($\rho = 1,093$ г/мл) потребуется для полного растворения 3г алюминия?
3. Сколько литров 96% раствора H_2SO_4 ($\rho = 1,84$ г/мл) требуется для приготовления 20л 0,5М раствора серной кислоты?

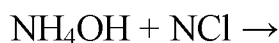
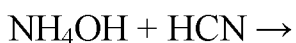
2 модуль

Контрольная работа № 4. Тема: «Ионные равновесия в растворах»

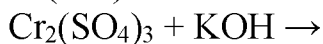
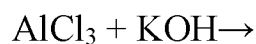
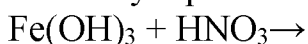
Пример

1. Написать в молекулярно-ионной форме уравнение реакций. Указать, в какой среде протекает реакция. Чем определяется направление обменной реакции?

2. Написать в молекулярно-ионной форме реакции нейтрализации и указать, какие из них протекают обратимо, а какие необратимо. Указать также реакцию среды при условии, если основания и кислоты взяты в строго эквивалентных количествах.



3. Указать причину, вызывающую смещение равновесия. Написать уравнение в молекулярно-ионной форме.



* - реактив в избытке.

Контрольная работа № 5. Тема: «Гетерогенные равновесия»

Пример

1. К одному литру насыщенного раствора хлорида серебра прибавлен 0,1 моль хлорида калия ($\alpha_{\text{каж}} = 80\%$). Вычислить C_{Ag^+} в таком растворе.

Контрольная работа № 6. Тема: «ОВР»

Вопросы для подготовки:

1. Электродные процессы
2. Стандартный окислительно-восстановительный потенциал (φ°).
Стандартный водородный потенциал.
3. Гальванический элемент.
4. Электродвижущая сила гальванического элемента (э.д.с.)
5. Зависимость электродного потенциала от концентрации иона в растворе.
Уравнение Нернста.

Пример

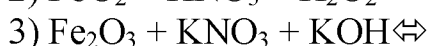
1. Стандартные электродные потенциалы при 298° К:



Определите э.д.с. золото-оловянного гальванического элемента при стандартных условиях ($C_{\text{Au}^{3+}} = C_{\text{Sn}^{2+}} = 1$ моль/л):

А +1,640; Б – 1,640; В +1,360; Г – 1,360; Д +0,680.

2. Составить схемы электронно-ионного баланса. Записать ионно-молекулярное и молекулярное уравнение реакции. Расставить коэффициенты. Указать процесс окисления и восстановления.



Контрольная работа № 7. Тема: «Направление ОВР»

1. Направление протекания окислительно-восстановительных реакций.
2. Определение направления возможного самопроизвольного протекания реакции.
3. Связь стандартной э.д.с. (E^0) гальванического элемента со стандартной энергией Гиббса.
4. Вычисление константы равновесия ОВР по значению стандартной э.д.с.

Пример

1. Указать в каком направлении может самопроизвольно протекать данная реакция
$$\text{H}_2\text{O}_2 + \text{HOCl} = \text{HCl} + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$$
2. Можно ли восстановить олово (IV) в олово (II) с помощью следующей реакции
$$\text{SnCl}_4 + 2\text{KI} = \text{SnCl}_2 + \text{I}_2 + 2\text{KCl}$$

Ответ обосновать расчетом константы равновесия.
3. Вычислить константу равновесия протекающей в медно-свинцовом гальваническом элементе.

Итоговый тест по темам:

Основные газовые законы. Химическая кинетика. Химическая термодинамика

Пример

1. Эквивалентная масса металла равна 12 г/моль. Чему равна эквивалентная масса его оксида: а) 24 г/моль, б) нельзя определить, в) 20 г/моль.
2. Сера образует хлориды S_2Cl_2 и Cl_2 , эквивалентная масса серы в SCl_2 равна 16 г/моль. Выбрать правильное значение эквивалентной массы серы в S_2Cl_2 : а) 8 г/моль, б) 16 г/моль, в) 32 г/моль.
3. Как следует изменить условия, чтобы увеличение массы данного газа не привело к возрастанию его объема: а) понизить температуру, б) увеличить давление, в) нельзя подобрать условий?
4. Сосуд наполнен смесью кислорода и азота. При каком соотношении парциальных давлений массы газов будут одинаковы: а) $p(\text{O}_2) = p(\text{N}_2)$, б) $p(\text{O}_2) = 0,875 p(\text{N}_2)$, в) $p(\text{O}_2) = 1,14p(\text{N}_2)$?
5. Смешали равные объемы Cl_2 и H_2 . Как изменится объем смеси после протекания реакции: а) не изменится, б) увеличится в два раза, в) уменьшится в два раза?

6. Газообразный оксид содержит 30,4% азота. В молекулу оксида входит один атом азота. Чему равна плотность газа по кислороду: а) 0,94, б) 1,44, в) 1,50?
7. Простейшая формула соединения углерода с водородом C_nH_m . Какова истинная формула соединения, если масса 1 л газа равна массе 1 л азота: а) C_3H_6 , б) C_2H_4 , в) C_4H_8 ?
8. Указать, какие из перечисленных утверждений правильны для реакций, протекающих в стандартных условиях: а) эндотермические реакции не могут протекать самопроизвольно, б) эндотермические реакции могут протекать при достаточно низких температурах, в) эндотермические реакции могут протекать при достаточно высоких температурах, если изменение энтропии положительно.
9. В каком из следующих случаев реакция возможна при любых температурах: а) $\Delta H < 0, \Delta S > 0$, б) $\Delta H < 0, \Delta S < 0$, в) $\Delta H > 0, \Delta S > 0$.
10. Каков знак ΔG процесса таяния льда при 263 К а) $\Delta G > 0$, б) $\Delta G = 0$, в) $\Delta G < 0$.
11. Чем объясняется повышение скорости реакции при введении в систему катализатора: а) уменьшением энергии активации, б) увеличением средней кинетической энергии, в) возрастанием числа столкновений, г) ростом числа активных молекул?
12. Какое влияние оказывает перемешивание на скорость протекания гетерогенной химической реакции б а) во всех случаях увеличивает скорость реакции, б) в некоторых случаях увеличивает скорость реакции, в) не влияет на скорость реакции?
13. Если объем закрытого реакционного сосуда, в котором установилось равновесие $2\text{SO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_3(\text{г})$, уменьшить в 2 раза, то : а) скорость прямой и обратной реакции останутся одинаковыми, б) скорость прямой реакции станет в 2 раза больше скорости обратной реакции, в) равновесие не сместится, г) равновесие сместится вправо, д) равновесие сместится влево?
14. Скорость каких реакций увеличивается с ростом температуры: а) любых, б) протекающих с выделением энергии, в) протекающих с поглощением энергии?
15. Какие из перечисленных воздействий приведут к изменению константы равновесия химических реакций: а) изменение давления, б) изменение температуры, в) замена катализатора, г) изменение концентраций реагирующих веществ?
16. В каком направлении сместится равновесие в системе $4\text{Fe}(\text{к.}) + 3\text{O}_2(\text{г.}) \rightleftharpoons 2\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{к.})$ при увеличении давления: а) в сторону прямой реакции, б) в сторону обратной реакции, в) не сместится?

17. Для некоторой реакции $\Delta G < 0$. Какие из перечисленных утверждений правильны: а) константа равновесия реакции больше единицы, б) константа равновесия реакции меньше единицы, в) в равновесной смеси преобладают исходные вещества, г) в равновесной смеси преобладают продукты реакции?
18. Константа равновесия некоторой реакции при 293 К равна $5 \cdot 10^{-3}$, а при 1000 К составляет $2 \cdot 10^{-6}$. Каков знак ΔH^0 этой реакции: а) $\Delta H^0 > 0$, б) $\Delta H^0 < 0$.
19. Для некоторой самопроизвольной реакции $\Delta S^0 < 0$. Как будет изменяться константа равновесия с повышением температуры: а) увеличиваться, б) уменьшаться, в) по данным задачи нельзя определить?
20. При 20°C константа скорости некоторой реакции равна 10^{-3} мин^{-1} , а при 50°C – $27 \cdot 10^{-3} \text{ мин}^{-1}$. Чему равен температурный коэффициент скорости реакции: а) 2, б) 3, в) 4?

Промежуточная аттестация

1. Вопросы для подготовки к экзамену по дисциплине «Неорганическая химия» Часть I (I семестр)

1. Тепловой эффект реакции. Закон Гесса. Энтальпия образования.
2. Первый и второй законы термодинамики. Энтальпия. Энтропия. Внутренняя энергия.
3. Энергия Гиббса. Условия самопроизвольного протекания процесса.
4. Скорость химической реакции. Основное кинетическое уравнение. Константа скорости.
5. Факторы, влияющие на скорость химической реакции: концентрация реагирующих веществ, их природа, температура.
6. Химическое равновесие. Константа равновесия. Закон действующих масс. Принцип Ле-Шателье.
7. Влияние на состояние равновесия различных факторов: концентрации веществ, температуры и давления.
8. Ковалентная связь. Метод валентных связей. Насыщаемость, направленность, полярность ковалентной связи. Длина связи.
9. Ковалентная связь. Пространственная конфигурация молекул. Теория гибридизации атомных орбиталей.
10. Теория молекулярных орбиталей. Энергетические диаграммы. Связывающие и разрыхляющие молекулярные орбитали.
11. Окислительно-восстановительные реакции.
12. Направление окислительно-восстановительных реакций.
13. Современные представления о растворах

14. Растворимость. Закон Генри. Закон распределения
15. Растворители
16. Способы выражения состава раствора
17. Свойства растворов неэлектролитов (давление пара, осмотическое давление, $t_{кип}$, $t_{зам}$ раствора). Законы Рауля, Вант-Гоффа
18. Реальные растворы
19. Активность. Коэффициенты активности
20. Растворы электролитов. Отклонения свойств разбавленных растворов от законов Рауля и Вант-Гоффа
21. Теория электролитической диссоциации С. Аррениуса
22. Современные взгляды на процессы электролитической диссоциации. Работы Измайлова Н.А.
23. Теории кислот и оснований Бренстеда-Лоури, Льюиса, Пирсона
24. Гидратация ионов. Межионные взаимодействия
25. Количественное описание равновесий водных растворов электролитов (з.д.м.)
26. Ионизация слабых кислот и оснований
27. Ионное произведение воды. рН растворов
28. Гидролиз солей. Степень гидролиза, константа гидролиза
29. Произведение растворимости
30. Классы неорганических соединений (номенклатура, генетическая связь, ионно-молекулярные уравнения).
31. основные газовые законы.

**2. Макет экзаменационного билета по дисциплине
«Неорганическая химия»
Часть 1 (I семестр)**

1. Бинарные соединения (оксиды, галиды, нитриды, карбиды, сульфиды, фосфиды и т.д.). Номенклатура бинарных соединений. (10 баллов)
2. Теория сильных электролитов. Изотонический коэффициент, кажущаяся степень диссоциации, их взаимосвязь и значение. (10 баллов)
3. Определите сколько молекул газа содержится в 1 м³ газа при 32 °С в космосе при давлении $133,3 \cdot 10^{-16}$ Па. (10 баллов)
4. Растворимость $Ag_3 PO_4$ в воде равна 0,0065 г/л. Рассчитайте значение произведения растворимости. (10 баллов)

2 семестр

РАССЧЕТ БАЛЛОВ ВО 2 СЕМЕСТРЕ ПО ДИСЦИПЛИНЕ «НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ»

1 модуль

№	Результат (индикатор)	Вид работы / способ	Критерии оценивания	
1	ОПК-1.1 ОПК-2.1 ОПК-6.1	Лабораторные работы-8	8 (1 балл за 1 лабораторную работу)	
2		Контрольная работа №1	5*	
		Контрольная работа № 2	5	
		Контрольная работа № 3	6	
			*(при оценивании контрольной работы 1 балл выставляется за 1 правильно решенное задание)	
3		Выполнение домашней работы,	2	
4		Посещаемость	1	
5		Работа на занятии	2	
6	Своевременная защита лабораторных работ	1		
		Итого:	30	

2 модуль

№	Результат (индикатор)	Вид работы / способ	Критерии оценивания
1	ОПК-1.1 ОПК-2.1 ОПК-6.1	Лабораторные работы-9	9 (1 балл за 1 лабораторную работу)
2		Контрольная работа № 4	3*
		Контрольная работа № 5	3
		Контрольная работа № 6	3
		Контрольная работа № 7	3

		Контрольная работа № 8	3 *(при оценивании контрольной работы 1 балл выставляется за 1 правильно решенное задание)
3		Выполнение домашней работы	2
4		Посещаемость	1
5		Работа на занятии	2
6		Своевременная защита лабораторных работ	1
		Итого:	30
7		Экзамен	40 (4 задания в билете по 10 баллов)
		Итого за 1 семестр	100 баллов

Текущий контроль успеваемости

1 модуль

Контрольная работа №1. Тема: «Строение атома и химическая связь»

Пример

1. Рассчитайте максимальную емкость s-, p-, d-, f- орбиталей.
2. Сопоставьте радиусы ионов и атомов:
 - а) F^- , Cl^- , Br^- .
 - б) Na^+ , Mg^{2+} , Al^{3+} .
 - в) Nd^{3+} , Cd^{3+} , Ho^{3+} .
3. Напишите электронные конфигурации Ca, Fe^{2+} , Ag^+ , Cu, Ne, Cd, Cd^{3+} . Для электронно- внешнего уровня иона Fe^{2+} укажите все квантовые числа.
4. Объясните существование различных значений первых потенциалов ионизации атомов Au и Cs.
5. Как изменится полярность связи в рядах:
 - а) $LiCl$ - $BeCl_2$ - BCl_3 .
 - б) HF - HCl - HBr .
6. Почему молекула $BeCl_2$ линейная, а молекула H_2O – угловая?
7. Объясните строение молекул N_2O , CO_2 , O_3 с помощью МВС:
 - а) напишите электронную формулу (резонансные формы).
 - б) укажите тип гибридизации центрального атома, геометрию молекулы.
8. Сравните для CH_4 , NH_3 , H_2O , HF :

- а) геометрическое строение молекул.
 б) температуры кипения (ответ поясните).
9. Оцените возможности существования молекул: He_2 , Li_2 , Be_2 , B_2 .
10. Чем объяснить близости температур кипения азота (-196°C), кислорода (-183°C), фтора (-188°C)? Почему они отличаются от температуры кипения хлора (-34°C)?
11. Используя ММО, объясните:
 а) в какой частице O_2 или O_2^{2-} межъядерное расстояние больше?
 б) потенциал (I_1) какой частицы больше: атома O или молекулярного иона O_2^{2-} ?
12. Рассмотрите строение частиц CN , CN^- , N_2 и объясните, используя ММО:
 а) почему энергия диссоциации частицы CN^- больше, чем CN и близка к энергии диссоциации N_2 ?
 б) почему частица CN склонна к димеризации?

Контрольная работа № 2. Тема: «Комплексные соединения»

Вопросы для подготовки:

1. Определение состава комплексного иона.
2. Номенклатура комплексных соединений.
3. Равновесие в растворах комплексных соединений.
4. Магнитные и оптические свойства комплексных соединений (ТКП).
5. Пространственная структура комплексных соединений.

Пример

1. Сколько электронов на α -подуровне невозбужденного атома железа:
 А 2; Б 4; В 6; Г 7; Д 5.
2. Сколько электронов на α -подуровне иона Fe^{3+} ?
 А 2; Б 4; В 6; Г 7; Д 5.
3. Каково воздействие молекул воды как лигандов на ион Fe^{3+} ?
 А слабое; Б сильное; В не знаю; Г -; Д -.
4. Каково состояние Fe^{3+} комплекса $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$?
 А низкоспиновое; Б высокоспиновое; В не знаю; Г -; Д -.
5. Сколько неспаренных электронов в ионе Fe^{3+} в октаэдрическом окружении молекул H_2O :
 А 0; Б 1; В 2; Г 3; Д 5.
6. Каковы магнитные свойства иона в комплексе $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$?
 А парамагнитный; Б диамагнитный; В не знаю; Г -; Д -.
7. Каково воздействие ионов CN^- как лиганда на ион Fe^{3+} ?
 А слабое; Б сильное; В не знаю; Г -; Д -.
8. Каково спиновое состояние комплекса $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$?
 А низкоспиновое; Б высокоспиновое
9. Сколько неспаренных электронов в ионе Fe^{3+} в октаэдрическом окружении ионов CN^- ?
 А 0; Б 1; В 2; Г 3; Д 4.
10. Каковы магнитные свойства иона Fe^{3+} в комплексе $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$?
 А парамагнитный; Б диамагнитный; В не знаю; Г -; Д -.

Контрольная работа № 3. Тема: «Свойства элементов I группы»

Пример

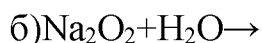
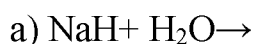
1. Как изменяются химические свойства металлов главной подгруппы I группы элементов с увеличением порядкового номера? В чем заключаются эти изменения и чем они обусловлены?

2. Написать схемы процессов, протекающих при электролизе раствора и расплава хлорида серебра с платиновым и цинковым электродами.

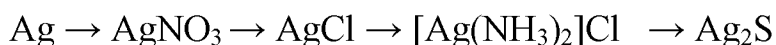
3. Написать уравнения реакций гидролиза: а) сульфида натрия, б) ацетата калия, в) нитрита лития.

4. Определите атомную массу лития, если природная смесь содержит 7,42 % ${}^3_3\text{Li}$ и 92,58 % ${}^7_3\text{Li}$.

5. Закончить уравнения реакций:



6. Составьте уравнения реакций, протекающих по схеме:



7. Определите, сколько граммов Na_2O_2 вступило в реакцию с водой, если общий объем полученного раствора 0,750 л, а 0,010 л полученного раствора необходимо для нейтрализации 0,030 л 0,1 н. HCl ?

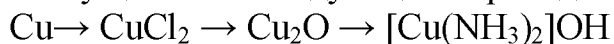
2 модуль

Контрольная работа № 4. Тема: «Свойства элементов и их соединений II групп ПСХЭ Менделеева»

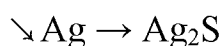
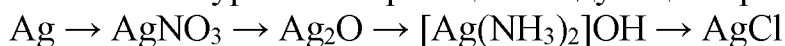
Пример

1. Сравните электронное строение элементов I-A группы.

2. Осуществите следующие переходы:



3. Напишите уравнения реакций следующих превращений:



4. Напишите уравнение реакции:

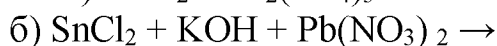
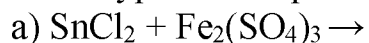


5. 25 мл раствора CuCl_2 выделили из раствора KI 0,3173 г йода. Какова молярность раствора CuCl_2 ?

Контрольная работа № 5. Тема: «Свойства элементов III-IV групп ПСХЭ Менделеева»

Пример

1. Закончить уравнения реакций:



2. При действии разбавленной азотной кислоты на Pb_2O_3 и на Pb_3O_4 образуется в обоих случаях PbO_2 . Относятся ли эти реакции к окислительно-восстановительным? Какие выводы можно сделать на основании продуктов реакции относительно строения Pb_2O_3 и Pb_3O_4 ?

3. Что получится при взаимодействии фосфида алюминия с а) водой; б) серной кислотой; в) гидроксидом натрия? Написать уравнения реакций.

4. Чем различается действие избытка водных растворов NH_3 и NaOH на раствор AlCl_3 ? Написать уравнения соответствующих реакций. Чем объяснить склонность молекул галогенидов алюминия к димеризации?

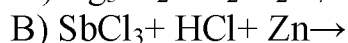
5. Сравнить массы гидрида кальция и металлического алюминия, необходимые для получения 50 л водорода.

Контрольная работа № 6. Тема: «Свойства элементов V группы ПСХЭ Менделеева»

Пример

1. Сопоставить поведение As, Sb и Bi по отношению к азотной кислоте – разбавленной и концентрированной. Написать уравнения реакций.

2. Закончить уравнения реакций:



3. Какими последовательными реакциями можно получить H_3PO_2 из белого фосфора, раствора $\text{Ba}(\text{OH})_2$ и серной кислоты?

4. Каким объемом 20%-ного раствора NH_4Cl ($\rho = 1,06$) можно заменить 1 л 14%-ного раствора $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ ($\rho = 1,08$) для получения равных количеств аммиака при действии KOH на растворы этих солей?

5. Растворимость As_2O_3 в воде 1,5%. Определить молярную концентрацию мышьяковистой кислоты, образующейся при растворении ангидрида в воде.

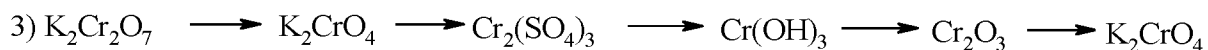
6. Получение азотной кислоты в промышленности и лаборатории. Написать уравнения реакций, подтверждающих ее химические свойства.

Контрольная работа № 7. Тема: «Свойства элементов VI группы ПСХЭ Менделеева»

Пример

1. Какой объем H_2S следует пропустить через 400 мл 6%-ного раствора KMnO_4 ($\rho = 1,04$), подкисленного серной кислотой до полного восстановления KMnO_4 ?

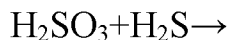
2. Что происходит при подкислении серной или соляной кислотой раствора, содержащего сульфит и сульфат натрия? Написать уравнения реакций.



3. Описать сущность контактного метода получения серной кислоты.

Написать уравнения соответствующих химических реакций.

4. Закончить уравнения реакций и расставить коэффициенты:



5. Как и почему меняются кислотные свойства в ряду:



Контрольная работа № 8. Тема: «Свойства элементов VII группы ПСХЭ Менделеева»

Пример

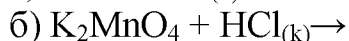
1. Дать сравнительную характеристику свойства галогеноводородов, указав характер изменения:

а) температур кипения и плавления;

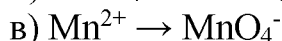
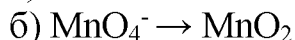
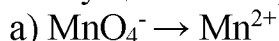
б) термической устойчивости;

в) восстановительных свойств. Объяснить наблюдаемые закономерности.

2. Закончить уравнения реакций:



3. Осуществите превращения:



4. Как изменяется прочность связи между атомами в ряду молекул $\text{Cl}_2, \text{Br}_2, \text{I}_2$? Чем это объясняется? Как изменяется в этом ряду энтальпия диссоциации молекул и их устойчивость?

5. Осуществите превращение: $\text{KCl} \rightarrow \text{Cl}_2 \rightarrow \text{Br}_2 \rightarrow \text{HBr} \rightarrow \text{Br}_2$.

Промежуточная аттестация

1. Вопросы для подготовки к экзамену по дисциплине «Неорганическая химия» Часть II (II семестр)

1. Общая характеристика p-элементов VII группы
2. Фтор. Строение молекулы с позиций ММО и МВС. Простое вещество. Получение и применение. Соединения со степенью окисления фтора -1
3. Хлор. Строение молекулы с позиций метода МО и метод ВС. Простое вещество. Получение и применение
4. Подгруппа брома. Простые вещества. Соединение. Получение. Применение

5. Общая характеристика p-элементов VI группы. Кислород. Строение молекулы. Физические и химические свойства
6. Соединения пероксидного типа. Окислительно-восстановительные свойства. Строение молекулы пероксида водорода
7. Сера. Простое вещество. Модификация серы. Физические и химические свойства. Нахождение в природе, получение, применение
8. Соединения со степенью окисления серы -2. Сульфиды. Сероводород. Физические и химические свойства. Получение. Применение. Сульфидокарбонаты (IV)
9. Полисульфиды (персульфиды). Строение, получение, Окислительно-восстановительные свойства
10. Соединения серы (IV): тетрагалогениды $S\text{Hal}_4$, оксодигалогениды SOHal_2 , диоксид SO_2 , сернистая кислота, сульфиты. Свойства. Строение молекул
11. Соединения серы (VI): SF_6 ; SO_2 ; Hal_2 ; SO_3 ; H_2SO_4 . Строение молекул. Свойства. Применение. Получение
12. Оксокислоты серы (VI). Строение ионов. Свойства. Применение
13. Отношение серной кислоты к металлам и неметаллам
14. Общая характеристика p-элементов V группы
15. Азот. Простое вещество. Строение молекулы с позиций методов МО и ВС. Физические свойства. Получение. Применение
16. Соединения азота со степенью окисления -3. Нитриды. Физические свойства. Получение. Применение
17. Аммиак. Строение молекулы. Физические свойства. Гидроксид аммония. Соли аммония. Получение. Применение
18. Соединения азота (V). Азотная кислота. Строение молекулы HNO_3 и иона NO_3^- . Свойства. Получение. Применение
19. Соединения хрома (III). Свойства. Получение. Гидролиз солей
20. Окислительные свойства азотной кислоты
21. Фосфор. Простое вещество. Модификация фосфора. Получение. Свойство. Структура. Применение
22. Соединения со степенью окисления фосфора -3. Фосфиды. Фосфин. Производные иона PH_4^+
23. Соединения фосфора (V, III). Получение. Свойства. Применение
24. Соединения фосфора (V). Ортофосфорная кислота. Получение. Применение. Полифосфоновые кислоты
25. Подгруппа мышьяка. Простые вещества. Модификации. Структура. Свойства. Получение. Применение
26. Сурьма. Мышьяк. Висмут. Обзор свойств. Применение
27. Общая характеристика p-элементов IV группы. Углерод. Нахождение в природе. Простое вещество. Получение. Применение
28. Соединения углерода (II). CO , CS , HCN . Строение молекул. Получение. Свойства
29. Соединения с отрицательной степенью окисления углерода. Карбиды. Получение. Применение
30. Соединения углерода (IV). Строение молекул. Тип гибридизации. Свойства. Получение. Применение
31. Кремний. Простое вещество. Химические свойства. Получение. Применение
32. Соединения со степенью окисления кремния +4, с отрицательной степенью окисления
33. Подгруппа германия. Соединения германия (II), олова (II), свинца (II)
34. Соединения германия (IV), олова (IV), свинца (IV)

35. Кремниевая кислота. Силикаты, их структуры. Физические и химические свойства.
Получение. Применение
36. Отношение элементов подгруппы германия к кислотам и щелочам
37. Общая характеристика *p*-элементов III группы. Бор. Свойства. Получение
38. Алюминий. Свойства. Получение. Оксиды и гидроксиды алюминия
39. Общая характеристика *d*-элементов VI группы. Простые вещества. Свойства. Получение. Применение
40. Общая характеристика *d*-элементов VII группы. Простые вещества. Свойства. Получение. Применение
41. Основные соединения хрома VI. Хроматы и дихроматы
42. Окислительно-восстановительные свойства соединений хрома
43. Общая характеристика *d*-элементов I группы. Медь. Свойства. Получение
44. Взаимодействие меди, серебра и золота с кислотами
45. Комплексные соединения меди, серебра, золота
46. Общая характеристика *d*-элементов II группы.
47. Цинк, кадмий, ртуть. Простые вещества. Взаимодействие с кислотами
48. Соединения цинка, кадмия и ртути (оксиды, гидроксиды, сульфиды, галогениды)
49. Общая характеристика элементов семейства железа (железо, кобальт, никель). Взаимодействие с кислотами
50. Кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов (II) и (III) семейства железа
51. Соединения железа (VI).

**2.Макет экзаменационного билета по дисциплине
«Неорганическая химия»
Часть II (II семестр)**

1. Общая характеристика *p*-элементов VII группы. Хлор. Физические и химические свойства. (10 баллов)
2. Отношение *d*-элементов II группы (цинк, кадмий, ртуть) к кислотам и щелочам. Соединения цинка, кадмия и ртути (оксиды, гидроксиды, сульфиды, галогениды).(10 баллов)
3. Дописать уравнение реакции и расставить коэффициенты:
 $K_2Cr_2O_7 + Na_2S + H_2SO_4 \rightarrow$ (10 баллов)
4. Закончить уравнение реакции:
 $Al_2(SO_4)_3 + Na_2CO_3 + H_2O \rightarrow$ (10 баллов)

Шкала оценивания выполнения индикаторов:

Индикатор считается выполненным, если либо во время текущей, либо промежуточной аттестации студент набрал как минимум пороговое количество баллов за те виды активности, которые отвечают за данный индикатор.

1-й семестр

№	Индикатор	Текущая аттестация	Промежуточная аттестация (экзамен)
---	-----------	--------------------	------------------------------------

		Порог	Максимум	Порог	Максимум
1	ОПК-1.1 ОПК-2.1 ОПК-6.1	20	60	20	40

2-й семестр

№	Индикатор	Текущая аттестация		Промежуточная аттестация (экзамен)	
		Порог	Максимум	Порог	Максимум
1	ОПК-1.1 ОПК-2.1 ОПК-6.1	20	60	20	40

Шкала и критерии выставления оценок за дисциплину:

Шкала и критерии выставления оценок «отлично», «хорошо», «удовлетворительно» и «неудовлетворительно» описаны в локальной нормативной документации Тверского государственного университета (Положение о рейтинговой системе обучения студентов ТвГУ). Положительная оценка может быть выставлена только в том случае, если выполнены все индикаторы.

V. Учебно-методическое и информационное обеспечение дисциплины

1) Рекомендуемая литература

а) Основная литература:

1. Мартынова Т. В. Неорганическая химия: Учебник. - Москва : ООО "Научно-издательский центр ИНФРА-М", 2018. - 336 с. Электронный ресурс. – Режим доступа: <http://znanium.com/go.php?id=940420>
2. Афонина Л. И. Неорганическая химия [Электронный ресурс]: учебное пособие. - Новосибирск : Новосибирский государственный технический университет, 2013. - 104 с. - Книга находится в базовой версии ЭБС IPRbooks. – Режим доступа: <http://www.iprbookshop.ru/47698.html>
3. Ахметов Н.С. Общая неорганическая химия / Н.С. Ахметов.– М.: Высш. шк., 2012.–743 с.
4. Третьяков Ю.Д. неорганическая химия / Ю.Д. Третьяков. –М.: Издательство Московского университета, 2007.– 670 с.
5. Глинка Н.А. Сборник задач и упражнений по общей химии / Н.А. Глинка. –М.: Интеграл-Пресс, 2012. – 240 с.
6. Глинка Н.А. Общая химия / Н.А. Глинка. – М.: Интеграл-Пресс, 2015. – 727 с.

7. Ахметов Н.С. Лабораторные и семинарские занятия по общей и неорганической химии / Н.С. Ахметов. – М.: Высш. шк., 2013.– 366 с.
8. Ардашникова Е.И. Сборник задач по неорганической химии / Е.И. Ардашникова.–М.: Издательский центр «Академия», 2010.– 208 с.
9. Андреева Г.И., Никольский В.М., Щербакова Т.А. Основные законы и понятия химии. Учебно-методическое пособие. –Тверь: Изд-во Твер. гос. ун-та, 2005.– 55 с.
10. Растворы электролитов. Часть 2. Учебно-методические материалы для студентов 1 курса.– Тверь: Изд-во Твер. гос. ун-та, 2006.– 43 с.
11. Растворы электролитов. Часть 3, 4. Методические указания к лабораторным работам по химическим дисциплинам блока Е Н. – Тверь: Изд-во Твер. гос. ун-та, 2001.– 37 с.
12. Баранова Н.В. Химические свойства элементов 1-4 групп. Методические указания к выполнению лабораторных работ по курсу неорганической химии / Н.В. Баранова [и др.].– Тверь: Изд-во Твер. гос. ун-та, 2009.– 31 с.
13. Баранова Н.В. Химические свойства элементов 5-8 групп. Методические указания к выполнению лабораторных работ по курсу неорганической химии / Н.В. Баранова [и др.]. – Тверь: Изд-во Твер. гос. ун-та, 2010.– 27 с.
14. Баранова Н.В. Направления окислительно-восстановительных реакций. Учебно-методические материалы для студентов 1 курса / Н.В. Баранова [и др.].– Тверь: Изд-во Твер. гос. ун-та, 2008. – 57 с.
15. Баранова Н.В. Количественный анализ. Метод титриметрического анализа. Учебно-методические материалы для студентов 1 курса / Н.В. Баранова [и др.].– Тверь: Изд-во Твер. гос. ун-та, 2011. – 32 с.
16. Баранова Н.В. Комплексные соединения. Учебно-методические материалы для студентов 1 курса / Н.В. Баранова [и др.].– Тверь: Изд-во Твер. гос. ун-та, 2012. – 64 с.
17. Баранова Н.В. Методы очистки химических веществ. Учебно-методические материалы для студентов 1 курса / Н.В. Баранова [и др.].– Тверь: Изд-во Твер. гос. ун-та, 2014. – 32 с.
18. Баранова Н.В. Учебно-методические указания по написанию курсовой работы по дисциплине «Неорганическая химия» для студентов 1 курса / Н.В. Баранова [и др.].– Тверь: Изд-во Твер. гос. ун-та, 2021. – 31 с.
19. Баранова Н.В. Электронный образовательный ресурс. Комплексные соединения / Н.В. Баранова [и др.].– Тверь: Изд-во Твер. гос. ун-та, 2013.
20. Баранова Н.В. Электронный образовательный ресурс. Химические свойства элементов 1-4 групп / Н.В. Баранова [и др.].– Тверь: Изд-во Твер. гос. ун-та, 2013.
21. Баранова Н.В. Электронный образовательный ресурс. Химические свойства элементов 5-8 групп / Н.В. Баранова [и др.].– Тверь: Изд-во Твер. гос. ун-та, 2013.
22. Баранова Н.В. Электронный образовательный ресурс. Количественный анализ. Метод титриметрического анализа / Н.В. Баранова [и др.].– Тверь: Изд-во Твер. гос. ун-та, 2013.

23. Баранова Н.В. Методы очистки химических веществ // Электронное издание на 1 CD-R. / Н.В. Баранова [и др.]. – Тверь: Изд-во Твер. гос. ун-та, 2015. Регистрационное свидетельство № 40080.

Номер государственной регистрации обязательного экземпляра электронного издания – 0321501444 от 18.06.2015. 24.

Баранова Н.В. Химические свойства элементов. Лабораторный практикум. – Тверь: Твер. гос. ун-т, 2018. – 86 с.

б) Дополнительная литература:

1. Богомолова И. В. Неорганическая химия: Учебное пособие. - Москва ; Москва : Издательский дом "Альфа-М" : ООО "Научно-издательский центр ИНФРА-М", 2016. - 336 с. - ISBN 9785982811875. - Электронный ресурс. – Режим доступа: <http://znanium.com/go.php?id=538925>

2. Степин Б.Д. Неорганическая химия / Б.Д. Степин, А.А. Цветков. – М.: Высш. шк., 1994.– 607 с.

3. Лидин Р.А. Задачи по неорганической химии / Р.А. Лидин.– М.: Высш.шк.,1990.– 255 с.

4. Коровин Н.В. Общая химия / Н.В. Коровин. – М.: Высш.шк.,1998. – 557 с.

5. Спицын В.И. Неорганическая химия / В.И. Спицын, Я.И. Мартыненко.– М.; Изд-во Моск. ун-та, 1994.– 623 с.

6. Хаускрофт К. Современный курс общей химии / К. Хаускрофт, Э. Констебл. – М.: Мир, 2002. –539 с.

7. Васильева З.Г.. Лабораторный практикум по общей химии / З.Г. Васильева [и др.]. –Л.: Химия,1990.– 240 с.

8. Костромина Н.А., Химия координационных

9. соединений / Н.А. Костромина, В.Н. Кумок, Н.А. Скорик.–М.: Высш.шк.,1990.–431 с.

10. 8.Зайцев О.С. Исследовательский практикум по общей химии / О.С. Зайцев.–М.: Изд-во Моск. ун-та, 1994.– 480 с.

11. 9.Зайцев О.С. Задачи, упражнения и вопросы по химии / О.С. Зайцев. –М.: Химия, 1996.– 430 с.

12. 10.Кукушкин В.Ю, Кукушкин Ю.Н. Теория и практика синтеза координационных соединений / В.Ю. Кукушкин, Ю.Н. Кукушкин .– Л.: Наука,1990. – 259 с.

13. 11.Гольдбрайт З.Е., Маслов Е.И. Сборник задач и упражнений по химии / З.Е. Гольдбрайт, Е.И. Маслов. – М.: Высш. шк., 1997.– 383 с.

2) Программное обеспечение

а) Лицензионное программное обеспечение:

- Microsoft Office профессиональный плюс 2013
- Microsoft Windows 10 Enterprise
- HyperChem

б) Свободно распространяемое программное обеспечение

- Google Chrome

3) Современные профессиональные базы данных и информационные справочные системы

- ЭБС «ZNANIUM.COM» www.znanium.com;
- ЭБС «Университетская библиотека онлайн» <https://biblioclub.ru/>;
- ЭБС «Лань» <http://e.lanbook.com>

4) Перечень ресурсов информационно-телекоммуникационной сети «Интернет», необходимых для освоения дисциплины

1. Виртуальная образовательная среда ТвГУ (<http://moodle.tversu.ru>)
2. Научная библиотека ТвГУ (<http://library.tversu.ru>)

VI. Методические материалы для обучающихся по освоению дисциплины

Программа дисциплины «Неорганическая химия»

1. ВВЕДЕНИЕ. Химия как система знаний о веществах и их превращениях. Предмет и задачи химии. Теория и эксперимент в химии. Различные уровни химической теории. Информационные системы. Основные задачи современной неорганической химии.

2. Основные законы термодинамики. Обратимость химических реакций

Задачи химической термодинамики. Понятия: система, параметры состояния, термодинамическое равновесие, обратимые и необратимые процессы. Важнейшие признаки химических превращений. Необычные химические превращения.

Первый закон термодинамики. Внутренняя энергия и ее изменение при химических и фазовых превращениях. Теплота и работа различного рода. Энтальпия. Стандартное состояние и стандартные теплоты химических реакций. Теплота и энтальпия образования. Термохимические расчеты, основанные на законе Гесса. Теплоемкость. Температурная зависимость теплоемкости и энтальпии. Энергия химической связи. Использование химических и фазовых превращений в неорганических системах для генерирования, хранения и транспортировки энергий.

Второй закон термодинамики. Энтропия. Зависимость энтропии от температуры. Стандартная энтропия. Изменение энтропии при фазовых переходах и химических реакциях. Энергия Гиббса и энергия Гельмгольца. Уравнение состояния. Химический потенциал и активность. Критерии самопроизвольного протекания процессов в изолированных и открытых системах.

Обратимость химических реакций. Условия химического межфазового равновесия. Константа химического равновесия как мера глубины протекания процессов. Использование стандартных энтальпий и энтропии для расчета констант равновесия химических реакций. Факторы, влияющие на величину константы равновесия.

3. Растворы

Представление об истинных и коллоидных растворах. Процессы растворения. Способы выражения состава растворов. Энергия кристаллической решетки, энергия сольватации. Факторы, влияющие на растворимость. Насыщенные и ненасыщенные растворы. Осаждение труднорастворимых солей. Произведение растворимости.

Фазовые равновесия. Основные понятия: компонент, фаза, степень свободы. Правило фаз. Диаграмма состояния воды.

Коллигативные свойства растворов неэлектролитов и электролитов: давление насыщенного пара, понижение температуры замерзания (криоскопия), повышение температуры кипения (эбуллиоскопия), осмос и осмотическое давление в неорганических и биологических системах. Изотонический коэффициент, степень и константа диссоциации. Мембранное равновесие.

Идеальные и неидеальные растворы. Диаграммы состояния двухкомпонентных систем с неограниченной растворимостью. Двухкомпонентная система с простой эвтектикой. Криогидраты. Диаграмма состояния с химическим соединением как предельный случай систем с отрицательными отклонениями свойств от свойств идеальных растворов. Кристаллогидраты.

Кислотно-основное равновесие. Понятия «кислота» и «основание». Классическая теория Аррениуса и ее ограничения. Основные положения протолитической теории Бренстеда — Лоури, сопряженные пары кислот и оснований. Автопротолиз воды. Константа протолитического равновесия как характеристика силы кислот и оснований. Взаимодействие сильных и слабых протолитов, гидролиз как частный случай кислотно-основного равновесия.

Электрохимические свойства растворов. Сопряженные окислительно-восстановительные пары. Двойной электрический слой, электроды, гальваническая ячейка. Электродный потенциал. Стандартный электродный потенциал. Окислительно-восстановительные реакции и их направление. Ряд напряжений. Уравнение Нернста. Ряды Латимера. Понятие о диаграммах окислительных состояний (диаграммы «вольт-эквивалент — степень окисления»). Электролиз. Электрохимические источники энергии. Коррозия как электрохимический процесс.

4. Кинетика и механизм химических реакций

Скорость химической реакции, ее зависимость от природы и концентрации реагентов, температуры. Порядок и молекулярность реакции. Константа скорости и ее зависимость от температуры. Уравнение Аррениуса. Энергия активации. Механизм и кинетика реакций в гомогенных и гетерогенных системах. Цепные и колебательные реакции. Гомогенный и гетерогенный катализ. Аутокатализ.

5. Строение атома

Развитие представлений о строении атома. Волновая природа электрона. Волновая функция. Уравнение Шредингера. Понятие о квантовых числах. Радиальная и орбитальная составляющие волновой функции: s -, p -, d - и f -

орбитали. Атомные орбитали, их энергии и граничные поверхности. Порядок заполнения электронами атомных орбиталей. Принцип Паули. Термы атомов. Правила Хунда. Понятия: орбитальный радиус и энергия ионизации атома, сродство к электрону и электроотрицательность. Энергетические диаграммы многоэлектронных атомов. Релятивистские эффекты.

6. Химическая связь

Понятие о природе химической связи. Характеристики химической связи: энергия, длина, порядок и полярность. Основные положения и недостатки метода валентной связи (ВС). σ - и π -связывание. Типы гибридизации атомных орбиталей.

Основные понятия о методе молекулярных орбиталей (МО). Метод МО ЛКАО. Двухцентровые двухэлектронные молекулярные орбитали. Энергетические диаграммы двухатомных гомоядерных молекул, образованных элементами 1-го и 2-го периодов. Энергия ионизации, магнитные и оптические свойства. Энергетические диаграммы простейших гетероядерных молекул (CO, HF, LiH, H₂O и т.д.). Понятие о трехцентровых МО (BeH₂, XeF₂). Водородная связь. Слабые взаимодействия: ван-дер-ваальсовы силы.

Химическая связь в комплексных соединениях. Основные понятия координационной химии: центральный атом и его координационное число; лиганды; внутренняя и внешняя координационные сферы. Номенклатура и изомерия комплексных соединений.

Теории строения комплексных соединений. Достоинства и недостатки метода валентных связей (МВС).

Теория кристаллического поля (ТКП). Симметрия d-орбиталей. Изменение энергии J-орбиталей в сферическом, октаэдрическом и тетраэдрическом поле лигандов. Энергия расщепления, энергия спаривания. Энергия стабилизации кристаллическим полем (ЭСКП). Влияние на величину расщепления природы центрального атома (заряда, радиуса, электронной конфигурации), природы, числа и расположения лигандов. Спектрохимический ряд. Эффект Яна-Теллера, тетрагональное искажение октаэдрических комплексов, плоскоквадратные комплексы.

Метод молекулярных орбиталей (ММО). Построение групповых орбиталей лигандов и их взаимодействие с орбиталями центрального атома. Энергетическая диаграмма молекулярных орбиталей октаэдрического комплекса без и с π -связыванием. Донорные и акцепторные лиганды. Использование ТКП и ММО для объяснения оптических и магнитных свойств комплексных соединений.

Константа устойчивости. Типы реакций комплексных соединений: лигандный обмен, перенос протона и электрона; влияние центрального атома на химическое поведение лигандов. Хелатный эффект. Эффект трансвлияния

7. Комплексные соединения

Понятие комплексного соединения. Номенклатура. Строение. Изомерия. Классификация. Теория кристаллического поля. Метод валентных связей

8. Периодический закон Д.И. Менделеева. Периодическая система элементов

Современная формулировка Периодического закона. Структура периодической системы и ее связь с электронной структурой атомов, закон Мозли. Периодичность в изменении электронной конфигурации атомов. Периоды и группы. Коротко- и длиннопериодный варианты Периодической таблицы. Периодичность в изменении величин радиусов, энергии ионизации, сродства к электрону, электроотрицательности атомов. Положение химического элемента в Периодической системе как его главная характеристика. Периодичность в изменении свойств простых веществ и основных химических соединений (оксиды, гидроксиды, галогениды). Вертикальные, горизонтальные и диагональные аналогии в Периодической системе.

9. Основы химии твердого тела

Химическая связь и структура кристалла. Классификация дефектов: дефекты по Шоттки и Френкелю. Нестехиометрические соединения. Дефекты и свойства кристаллов. Квазихимическое описание равновесий дефектов. Зависимость дефектного состава кристаллов от условий синтеза. Влияние дефектов на кинетику твердофазных реакций.

10. Водород—первый элемент Периодической системы

Изотопы водорода. Строение и свойства иона оксония H_3O^+ . Ион H^- и основные типы гидридов элементов I-VIII групп. Строение и свойства твердой, жидкой и газообразной воды. Получение, свойства и применение водорода.

11. Элементы I А группы: щелочные металлы

Закономерности в изменении электронных конфигураций, величин радиусов, энергии ионизации атомов. Особое положение лития. Энергия кристаллической решетки, физические и химические свойства простых веществ. Особенности взаимодействия щелочных металлов с водой по ряду литий – цезий. Закономерности в строении и свойствах (термическая устойчивость, кислотно-основные свойства) основных типов соединений: оксидов, пероксидов, гидроксидов, карбонатов, галогенидов. Диагональное сходство литий – магний. Получение щелочных металлов из природных соединений. Применение щелочных металлов и их соединений.

Элементы I Б группы: медь, серебро, золото

Сопоставление электронных конфигураций, величин радиусов, энергии ионизации, характерных степеней окисления и координационных чисел атомов элементов I А и I Б групп. Физические, химические свойства, получение и применение простых веществ. Сопоставление строения и свойств однопериодных соединений (оксиды, гидроксиды, галогениды) элементов I А и I Б групп со степенями окисления (I). Особенности соединений Cu (II).

Комплексные соединения (аммиакаты, цианиды, галогениды): координационные числа, зависимость формы координационного полиэдра от электронной конфигурации центрального атома и природы лиганда. Строение и свойства соединений элементов Си, Ag, Au в высших степенях окисления. Высокотемпературные сверхпроводники на основе сложных оксидов меди.

12. Элементы II A группы: бериллий, магний, кальций, стронций, барий

Изменение электронных конфигураций, величин радиусов, энергии ионизации атомов. Особое положение бериллия. Получение простых веществ из природных соединений. Гидроксиды бериллия и магния: строение, кислотнo-основные свойства, реакции протолиза и конденсации ионов Be (II) и Mg (II). Карбонаты бериллия и магния. Оксиацетат бериллия. Закономерности в строении и свойствах основных типов соединений щелочноземельных элементов: оксидов, гидроксидов, карбонатов, галогенидов. Комплексные соединения. Диагональное сходство бериллий – алюминий. Применение бериллия, магния и щелочноземельных элементов.

Элементы II B группы: цинк, кадмий, ртуть

Сопоставление электронных конфигураций, величин радиусов, энергий ионизации атомов элементов подгруппы цинка и подгруппы щелочноземельных элементов, характерные степени окисления, координационные числа. Получение, физические и химические свойства цинка, кадмия, ртути. Сравнение строения и свойств соединений в степени окисления (II) (оксиды, гидроксиды, галогениды). Строение и диспропорционирование соединений Hg_2^{2+} . Комплексные соединения: аммиакаты, галогениды, цианиды, тиоцианаты. Применение цинка, кадмия, ртути и их соединений.

13. Элементы III A группы: бор, алюминий, галлий, индий, таллий

Электронная конфигурация. Радиус и энергия ионизации атома бора. Характерные степени окисления и координационные числа. Кристаллическая структура, физические и химические свойства бора.

Получение, строение, свойства диборана B_2H_6 : восстановительные свойства, взаимодействие с водой, гидридом лития ($LiBH_4$), оксидом углерода (H_3BCO — карбонил бора). Гомологические ряды гидридов бора: B_nH_{n+4} и B_nH_{n+6} . Строение и закономерности в свойствах боранов.

Получение, особенности строения и свойства B_2O_3 и борных кислот. Зависимость состава продуктов полимеризации оксоборатов от pH среды и концентрации. Сопоставление процессов дегидратации ортофосфорной и ортоборной кислот. Диагональное сходство бора и кремния на примере гидридов, галогенидов, оксидов и оксокислот. Сопоставление строения и свойств боратов, карбонатов и нитратов металлов. Аналогия в строении и свойствах соединений: бензол – боразол, алмаз – боразон. Получение бора из природных соединений. Применение бора и его соединений.

Закономерности в изменении электронных конфигураций, радиусов, энергии ионизации, характерных степеней окисления атомов алюминия, галлия, индия, таллия.

Получение, физические и химические свойства простых веществ. Закономерности в строении и свойствах (термическая устойчивость, кислотно-основные и окислительно-восстановительные) соединений элементов в степени окисления +3: оксиды, гидроксиды, галогениды. Комплексные соединения алюминия. Гидрид алюминия и алюмогидриды щелочных металлов, изменение устойчивости соединений элементов в низких степенях окисления в подгруппе, а также горизонтальном ряду: Tl-Pb-Bi. Сопоставление строения и свойств однотипных соединений Tl (I) и Rb (I), Al (III), Sc(III), Ga (III) и Zn (II). Применение алюминия, галлия, индия, таллия и их соединений.

14. Элементы IV A группы: углерод, кремний, германий, олово, свинец

Электронная конфигурация, размер атома, энергия ионизации и сродство к электрону, электроотрицательность. Закономерности в изменении прочности Э-Э, Э-Н, Э-Г (Г-галоген) и Э-О связей. Особенности катенации в ряду C-Si-Ge-Sn-Pb. Характерные степени окисления и координационные числа. Особенности углерода.

Типы структур и особенности химической связи в твердых простых веществах. Алмаз, графит, карбин, фуллерены (C_{60} , C_{70} и т.д.) — полиморфные формы углерода. Закономерности изменения физических и химических свойств простых веществ: взаимодействие с разбавленными и концентрированными растворами HCl, HNO_3 , H_2SO_4 , NaOH, металлами, неметаллами. Соединения включения.

Различие в реакционной способности углеводородов и силанов, хлоридов углерода (CCl_4) и кремния ($SiCl_4$).

CO и CO_2 : получение, сопоставление строения (МО ЛКАО, МВС), физических (энергия диссоциации, дипольный момент, температура фазовых переходов) и химических (взаимодействие с H_2O , металлами, окислительно-восстановительные свойства, CO и CO_2 как лиганды) свойств. Свойства SiO_2 . Сопоставление строения и свойств $HCOOH$ и H_2CO_3 . Термическая устойчивость карбонатов. Сопоставление строения и свойств CO_2 и H_2CO_3 , карбонатов и силикатов. Основные типы структур силикатов.

Строение и свойства циановодорода, родановодорода и их производных.

Физические и химические свойства кремния, германия, олова, свинца. Кремний и германий — полупроводники.

Закономерности в изменении строения и химических свойств оксидов и гидроксидов Ge-Sn-Pb (термическая устойчивость, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства).

Природные соединения C, Si, Ge, Sn, Pb. Принципы получения простых веществ. Применение простых веществ и основных химических соединений: оксидов, оксо-кислот и гидроксидов, гидридов, халькогенидов, карбидов и силицидов, карбонатов, силикатов.

15. Элементы V A группы: азот, фосфор, мышьяк, сурьма, висмут

Общая характеристика элементов: электронная конфигурация, размер атомов, энергия ионизации и сродство к электрону, электроотрицательность атомов. Закономерности в изменении координационного числа, прочности одинарных ($\text{Э}-\text{Э}$) и двойных ($\text{Э}=\text{Э}$) связей, стабильности соединений с характерными степенями окисления. Особые свойства азота.

МО и свойства N_2 , N_2^+ . Строение белого, красного и черного фосфора, мышьяка, сурьмы и висмута. Закономерности в изменении физических и химических свойств простых веществ. Методы связывания молекулярного азота.

Особенности строения (валентные углы $\text{H}-\text{Э}-\text{H}$, длина связи $\text{Э}-\text{H}$, дипольный момент), закономерности в изменении физических и химических свойств водородных соединений ЭH_3 (температура фазовых переходов, термическая устойчивость, кислотно-основные и восстановительные свойства). Получение и свойства аммиака, автоионизация, реакции замещения, акцепторные (протолитическое взаимодействие сводой), донорные (образование аммиакатов) и восстановительные свойства аммиака. Термическая устойчивость солей аммония — фосфатов, хлоридов, сульфатов, нитратов, нитритов. Сопоставление строения и свойств гидроксиламина NH_2OH и гидразина N_2H_4 (кислотно-основных и окислительно-восстановительных).

Строение и свойства азотистоводородной кислоты. Состав, строение и закономерности в изменении свойств оксидов азота: N_2O , NO , N_2O_3 , NO_2 , N_2O_4 , N_2O_5 (дипольный момент, межмолекулярное взаимодействие, взаимодействие с водой, температура фазовых переходов, термическая устойчивость, кислотные свойства). Получение оксидов азота. Схема МО, сопоставление свойств NO и NO^+ . Анионные (NO_2^- , NO_3^-) и катионные (NO^+ , NO_2^+) формы оксидов азота (III), (V). Диспропорционирование оксидов азота (III), (IV) в кислой и щелочной средах, полярных и неполярных растворителях. Синтез безводных нитратов металлов. Термическое разложение нитратов металлов (Na , Ag , Pb).

Получение, сопоставление строения и свойств азотистой (HNO_2) и азотной (HNO_3) кислот: устойчивость, кислотные и окислительно-восстановительные свойства водных растворов. Окислительные свойства HNO_3 . Зависимость состава продуктов взаимодействия $\text{HNO}_3 + \text{Металл}$ от концентрации азотной кислоты и природы металла. Гипоазотистая кислота $(\text{HON})_2$: строение, кислотные и восстановительные свойства.

Особенности строения оксидов фосфора (III) и (V). Закономерности в изменении кислотно-основных, окислительно-восстановительных свойств и термической устойчивости кислот H_3PO_2 , H_3PO_3 , H_3PO_4 . Взаимодействие фосфорного ангидрида с водой. Конденсированные фосфаты. Орто-, пиро-, мета-, полиметафосфаты. Взаимодействие растворимых солей H_3PO_4 , H_3PO_3 , H_3PO_2 с AgNO_3 .

Строение и свойства хлоридов (PCl_3 , PCl_5) и оксохлорида (POCl_3) фосфора. Соединения фосфора с азотом.

Диаграммы ВЭ-СО соединений азота и фосфора.

Общие тенденции в изменении строения и свойств оксидов и оксокислот элементов VA группы Периодической системы (кислотных и окислительно-восстановительных). Основные природные соединения, принципы получения из них азота, фосфора, мышьяка, сурьмы, висмута. Роль соединений азота и фосфора в экологии и в биологических процессах.

16. Элементы VI A группы: кислород, сера, селен, теллур

Закономерности в изменении электронной конфигурации, величин радиусов, энергия ионизации и сродства к электрону, характерных степеней окисления, электроотрицательности атомов. Отличительные свойства кислорода, σ и π -связывание, особенности катенации (образования гомоядерных цепей) в рядах O-S-Se-Te, C1-S-P-Si. Озон. Озониды.

Схема энергетических уровней MO, особенности свойств молекулы O₂ и ионов O₂⁺ и O₂⁻. Изменение состава молекул, внутри- и межмолекулярного взаимодействия в ряду кислород-сера-селен-теллур. Закономерности в изменении физических свойств простых веществ (энергия кристаллической решетки, температура фазовых превращений, температурная зависимость вязкости серы). Сравнение фазовых диаграмм воды и серы. Химические свойства простых веществ: аналогия в процессах взаимодействия галогенов и халькогенов с водой, взаимодействие халькогенов с неметаллами и металлами. Халькогениды. Кислород, сера, селен, теллур в гео- и биосфере. Получение простых веществ из природных соединений. Применение кислорода, халькогенов и их соединений.

Водородные соединения. Параметры молекул H₂Э (длина и энергия связи, валентный угол), закономерности изменения физических свойств молекул (дипольный момент, энергия диссоциации, температура фазовых переходов). Автопротолиз соединений НГ и H₂Э, их взаимодействие с водой. Закономерности в изменении кислотных и восстановительных свойств халькогеноводородов. Особое положение H₂O в ряду соединений H₂Э. Пероксиды H-O-O-H, гидропероксиды M-O-O-H. Полисульфаны H-(S_n)-H.

Оксиды халькогенов. Сравнение строения и свойств изоэлектронных аналогов: S₂O, SO₂, NO₂~. Сопоставление строения и свойств оксидов ЭO₂ и ЭO₃. Условия окисления SO₂ в SO₃. Оксокислоты H₂SO₃ и H₂SO₄: корреляция строения анионов и химических свойств. Таутомерия бисульфит-иона. Строение, получение, окислительные и водуотнимающие свойства H₂SO₄. Система H₂O ~ SO₃. Термическая устойчивость сульфатов. Сопоставление силы кислот, термической устойчивости и окислительной активности оксокислот H₂ЭO₃ и H₂ЭO₄. Диаграммы вольт-эквивалент – степень окисления в ряду халькогенов.

Строение, получение, свойства тиосульфата натрия. Гомоядерные цепи в поли-тионатах [O₃S-(S_n)-SO₃]⁻, где n = 1-22. Изоэлектронные замещения в H₂SO₄: атома кислорода на серу (тиосульфат-ион), пероксогруппу -O-O- (H₂SO₈); гидроксильной группы -OH на мостиковый кислород в полисульфатах, [SO₄-(SO₃)_n]²⁻ где n = 1,2,3; на галоген в оксогалогенидах ЭO₂G₂

и на перекисную группу -O-O- в пероксосульфатах H-O-O-SO₂-OH. Строение и свойства галогенидов серы, селена, теллура.

17. Элементы VIIA группы: фтор, хлор, бром, иод

Закономерности в изменении электронной конфигурации, величин радиусов, энергии ионизации, сродства к электрону, электроотрицательности, характерных степеней окисления атомов галогенов. Различия энергии *3s-3p*, *4s-4p* и *5s-5p* орбиталей и свойства галогенов. Особенности фтора. Аналогия фтор - водород. Строение молекул галогенов (МО ЛКАО), межмолекулярные взаимодействия и физические свойства простых веществ. Принципы получения простых веществ из природных соединений. Применение галогенов.

Взаимодействие галогенов с металлами и неметаллами. Закономерности изменения типа химической связи и свойств галогенидов элементов I-VI групп Периодической системы. Гомо- и гетеролитические пути разрыва связи в молекулах галогенов (взаимодействие с водородом, углеводородами).

Строение молекул (МО ЛКАО) и физические свойства (энергия диссоциации, дипольный момент, температура плавления, кипения) галогеноводородов. Способы получения. Система HCl - H₂O. Закономерности в изменении кислотных и восстановительных свойств галогеноводородных кислот.

Взаимодействие галогенов с водой: сольватация и клатратообразование, гетеро-литическое разложение, термодинамические и кинетические факторы, определяющие состав продуктов взаимодействия галогенов с водой.

Кислородные соединения галогенов. Закономерности в строении и свойствах оксидов. Способы получения. Изменение строения и свойств (термическая устойчивость, окислительные, кислотно-основные свойства) кислородных кислот галогенов по ряду HGO – HGO₂ – HGO₃ – HGO₄.

Сопоставление устойчивости и окислительных свойств кислородных кислот галогенов с помощью диаграмм ВЭ-СО. Порядок взаимного вытеснения галогенов из галогеноводородных, кислородосодержащих кислот и их солей.

Межгалогенные соединения (МГС). Строение молекул в приближении метода валентных связей (МВС). Катионные и анионные формы гомоатомных МГС. Энергия связи, строение (модель Гиллепси) и термическая устойчивость гетероатомных МГС. Аналогия в химических свойствах МГС и простых веществ G₂: взаимодействие с водой, окисление металлов, автоионизация. Катионные и анионные формы гетероатомных МГС. Применение МГС.

18. Элементы VIII A группы: инертные газы

Электронная конфигурация, величины радиусов и энергии ионизации атомов инертных газов.

Получение, строение, свойства инертных газов: температура фазовых переходов, растворимость в воде, клатраты, взаимодействие со фтором.

Синтез соединений инертных газов (Бартлетт). Строение, свойства фторидов ксенона XeF₂, XeF₄, XeF₆ (взаимодействие с водой,

диспропорционирование, окислительно-восстановительные свойства). Кислородные соединения. Трехцентровая, четырехэлектронная связь во фторидах инертных газов. Диаграмма ВЭ-СО соединений ксенона. Применение инертных газов.

Элементы VIII Б группы

Элементы триады железа: железо, кобальт, никель. Сравнение электронной конфигурации, величин радиусов, энергии ионизации, характерных степеней окисления и координационных чисел элементов триады железа. Получение, свойства простых веществ. Ферромагнетизм. Коррозия железа и пути ее предотвращения. Сопоставление строения и химических свойств соединений Fe, CO, Ni со степенью окисления II и III. Сравнение строения и свойств комплексных (цианиды, аммикааты, галогениды) соединений железа, кобальта, никеля. Термодинамическая и кинетическая устойчивость гексацианоферратов железа. Получение и сопоставление свойств соединений Fe(III) и Fe (VI). Карбонильпереходных элементов. Роль железа в биологических процессах.

Элементы подгруппы платины: рутений, родий, палладий, осмий, иридий, платина. Сопоставление свойств соединений рутения, осмия, платины в различных степенях окисления. Закономерности в физических и химических свойствах простых веществ. Строение и свойства RuO_4 , OsO_4 . Комплексные соединения: типы, изомерия, влияние природы лиганда и электронной конфигурации центрального атома на строение комплексного иона, термодинамическая и кинетическая устойчивость, эффект трансвлияния (И.И. Черняев) и направленный синтез комплексных соединений.

Вопросы для семинаров, коллоквиумов, пример итоговых тестов

Тема 1. Основные понятия и законы химии

1. Атомно-молекулярное учение.
 - 1.1. Атомная гипотеза.
 - 1.2. Закон сохранения массы. (Ломоносов М.В., Лавуазье А., Эйнштейн А.)
 - 1.3. Атом. Молекула. Ag. Mg.
 - 1.4. Простое вещество и химический элемент.
 - 1.5. Закон постоянства состава. (Пруст).
 - 1.6. Соединения переменного состава.
2. Газовое состояние.
 - 2.1. Закон объемных отношений.
 - 2.2. Закон Авогадро. Постоянная Авогадро.
 - 2.3. Определение молекулярных масс веществ, находящихся в газообразном состоянии. (Лабораторная работа: «Определение молярной массы CO₂»).
 - 2.4. Уравнение Клапейрона-Менделеева. Универсальная газовая постоянная.
 - 2.5. Парциальное давление газа.
 - 2.6. Закон парциальных давлений Дальтона.
3. Эквивалент и валентность.
 - 3.1. Эквивалент. Молярная масса эквивалента. Закон эквивалентов.
 - 3.2. Определение эквивалентной массы простого вещества.
 - 3.3. Валентность. Определение. Различные единицы валентности. Связь между валентностью, молярной и мольной массой эквивалента простого вещества.
 - 3.4. Эквивалент и молярная масса эквивалента сложного вещества.
4. Важнейшие классы и номенклатура неорганических веществ.
 - 4.1. Металлы и неметаллы.
 - 4.2. Бинарные соединения (оксиды, галиды, нитриды, карбиды, гидриды).
 - 4.3. Гидроксиды. (Основания).
 - 4.4. Кислоты.
 - 4.5. Соли.

Тема 2. Введение в теорию химических процессов

1. Энергетика химических превращений.
 - 1.1. Основные параметры состояния системы.
 - 1.2. Тепловой эффект реакции.
 - 1.3. Теплота образования, теплота сгорания.
 - 1.4. Термохимические уравнения.
 - 1.5. Термохимические законы.
 - 1.6. Стандартные условия.
 - 1.7. Термохимические расчеты.

2. Основные понятия химической термодинамики.
 - 2.1. 1-ый закон химической термодинамики.
 - 2.2. Энтальпия.
 - 2.3. Внутренняя энергия.
 - 2.4. Самопроизвольные и несамопроизвольные процессы.
 - 2.5. 2-ой закон химической термодинамики.
 - 2.6. Энтропия.
 - 2.7. Энергия Гиббса (изобарно-изотермический потенциал).
 - 2.8. Стандартные термодинамические функции и их расчет на основе закона Гесса.
 - 2.9. Условия принципиальной возможности процесса.
3. Химическая кинетика.
 - 3.1. Скорость химических реакций.
 - 3.2. Зависимость скорости от концентрации (константа скорости).
 - 3.3. Основное кинетическое уравнение.
 - 3.4. Порядок реакций и ее молекулярность.
 - 3.5. Зависимость скорости реакции от температуры (правило Вант-Гоффа).
 - 3.6. Энергия активации, энергетические диаграммы.
 - 3.7. Переходное состояние системы.
 - 3.8. Зависимость скорости реакции и энергии активации от температуры.
 - 3.9. Уравнение Аррениуса.
 - 3.10. Механизм химических реакций.
 - 3.11. Физические методы стимулирования химических реакций.
 - 3.12. Механизм химических реакций.
 - 3.13. Физические методы стимулирования химических реакций.
 - 3.14. Катализ, влияние катализатора на энергию активации процесса, гомогенный и гетерогенный катализ.
 - 3.15. Энтальпийная диаграмма химической реакции с катализатором.
4. Химическое равновесие.
 - 4.1. Обратимые и необратимые процессы.
 - 4.2. Закон действующих масс.
 - 4.3. Константа химического равновесия и ее зависимость от температуры.
 - 4.4. Принцип Ле-Шателье.

Тема 3. Растворы

1. Основные понятия о растворах.
 - 1.1. Определения: раствор, растворенное вещество, растворитель, растворимость.
 - 1.2. Способы выражения концентрации растворов.
 - 1.3. Термодинамика растворения.
 - 1.4. Основные понятия: фаза, система, степень свободы.
 - 1.5. Условие равновесия фаз. Правило фаз Гиббса.
 - 1.6. Фазовые равновесия в однокомпонентных системах (H_2O , S).

- 1.7. Зависимость растворимости твердых, жидких и газообразных веществ от температуры.
2. Основные законы для растворов неэлектролитов.
 - 2.1. Закон Рауля, следствия из закона Рауля.
 - 2.2. Закон осмотического давления.
 - 2.3. Закон Генри.
3. Равновесия в растворах электролитов.
 - 3.1. Диссоциация в водных растворах электролитов.
 - 3.2. Изотонический коэффициент, степень электролитической диссоциации, их взаимосвязь.
 - 3.3. Равновесия в растворах слабых и сильных электролитов, константа диссоциации. Сравнение свойств слабых и сильных электролитов.
 - 3.4. Гетерогенные равновесия. Произведение растворимости.
4. Основные положения теорий кислотно-основных равновесий.
 - 4.1. Теория Бренстеда-Лоури, Льюиса и др.
 - 4.2. Понятие «кислота» и «основание» в различных теориях.
 - 4.3. Основные положения, сопряженные пары кислот и оснований.
 - 4.4. Равновесия в среде неводных протонных растворителей.
 - 4.5. Гидролиз как частный случай протеолитического равновесия. Примеры.
 - 4.6. Расчет рН и концентраций для водных растворов электролитов.

Тема 4. Кинетика и механизм химических реакций

1. Химическое равновесие.
2. Константа равновесия.
3. Скорость химической реакции, ее зависимость от природы и концентрации реагентов, температуры
4. Чем объясняется повышение скорости реакции при введении в систему катализатора?
5. Порядок реакции.
6. Молекулярность реакции.
7. Понятия об активированном комплексе. Энергия активации
8. Константа скорости и ее зависимость от температуры.
9. Уравнение Аррениуса.
10. Механизм и кинетика реакций в гомогенных и гетерогенных системах.
11. Цепные и колебательные реакции.
12. Гомогенный и гетерогенный катализ. Аутокатализ.

Тема 5. Модели строения атома и химической связи

1. Модели строения атома. Современные представления.
2. Уравнения Шредингера. Квантовые числа, расчет максимальной емкости уровней и подуровней в атоме, правила заполнения их

электронами.

3. Периодическая система химических элементов (ПСХЭ). Атомные и ионные

радиусы; p -, d - и f -сжатие. Энергия ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность. Изменение этих свойств в периодах и подгруппах ПСЭ.

4. Представление о химической связи. Количественные характеристики прочности связи. Модели химической связи.

4.1. Ковалентная связь. Метод валентных связей (МВС).

4.2. Пространственная конфигурация молекул и ионов: типы гибридизации и геометрия частиц, модель отталкивания электронных пар валентной оболочки (теория Гиллеспи).

4.3. Метод молекулярных орбиталей (ММО). Описание гомо- и гетероатомных частиц.

4.4. Металлическая связь. Металлы, неметаллы, полупроводники. Зонная модель твердого тела.

4.5. Ионная связь. Энергия кристаллической решетки.

4.6. Взаимодействие между молекулами. Ван-дер-Ваальсова взаимодействие. Водородная связь.

4.7. Влияние природы химической связи на химические и физические свойства веществ.

Тема 6. Комплексные соединения

1. Определение комплексного соединения.

2. Основные понятия координационной теории (центральный атом, комплексообразователь, лиганд, дентатность лиганда, координационная (внутренняя) сфера).

3. Классификация комплексов.

4. Поведение комплексных соединений в растворах.

4.1. Константы устойчивости и образования.

4.2. Ступенчатая константа устойчивости.

4.3. Общая константа устойчивости.

4.4. Хелатный эффект.

5. Химическая связь в комплексных соединениях.

5.1. Описание комплексных соединений с позиций теории валентных связей.

5.2. Достоинства и недостатки МВС.

5.3. Описание КС с позиций теории кристаллического поля.

5.3.1. Основные положения ТКП.

5.3.2. Расщепление d -орбиталей в октаэдрическом поле.

5.3.3. Расщепление d -орбиталей в тетраэдрическом поле.

5.3.4. Энергия расщепления. Спектрохимический ряд.

5.3.5. Энергия спаривания.

5.3.6. Распределение электронов в сильном поле.

- 5.3.7. Распределение электронов в слабом поле.
- 5.3.8. Низко- и высокоспиновые комплексные соединения. Магнитные свойства комплексных соединений.
- 5.3.9. Окраска комплексных соединений.
- 5.3.10. Достоинства и недостатки ТКП.
- 6. Изомерия комплексных соединений.
- 7. Комплексы с органическими лигандами.
- 8. Карбонилы металлов.
- 9. Клатраты.
- 10. Реакции комплексных соединений.

Тест по теме «Комплексные соединения»

1. Сколько электронов на α -подуровне невозбужденного атома железа:
А 2; Б 4; В 6; Г 7; Д 5.
2. Сколько электронов на α -подуровне иона Fe^{3+} ?
А 2; Б 4; В 6; Г 7; Д 5.
3. Каково воздействие молекул воды как лигандов на ион Fe^{3+} ?
А слабое; Б сильное; В не знаю; Г - ; Д -.
4. Каково состояние Fe^{3+} комплекса $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$?
А низкоспиновое; Б высокоспиновое; В не знаю; Г - ; Д -.
5. Сколько неспаренных электронов в ионе Fe^{3+} в октаэдрическом окружении молекул H_2O :
А 0; Б 1; В 2; Г 3; Д 5.
6. Каковы магнитные свойства иона в комплексе $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$?
А парамагнитный; Б диамагнитный; В не знаю; Г - ; Д -.
7. Каково воздействие ионов CN^- как лиганда на ион Fe^{3+} ?
А слабое; Б сильное; В не знаю; Г - ; Д -.
8. Каково спиновое состояние комплекса $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$?
А низкоспиновое; Б высокоспиновое
9. Сколько неспаренных электронов в ионе Fe^{3+} в октаэдрическом окружении ионов CN^- ?
А 0; Б 1; В 2; Г 3; Д 4.
10. Каковы магнитные свойства иона Fe^{3+} в комплексе $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$?
А парамагнитный; Б диамагнитный; В не знаю; Г - ; Д -.

Тема 7. Элементы I группы ПСХЭ Д.И. Менделеева

1. s-элементы I группы.
 - 1.1. Сравнительная характеристика элементов.
 - 1.2. Простые вещества.
 - 1.3. Соединения щелочных металлов.
 - 1.3.1. Методы получения гидроксидов, карбонатов и их термическая устойчивость.
 - 1.3.2. Особенности химии лития.
 - 1.3.3. Малорастворимые соединения.

- 1.3.4.Пероксиды и их окислительно-восстановительные свойства.
- 2.d-элементы 1 группа.
- 2.1.Сравнительная характеристика элементов.
- 2.2.Сопоставление свойств элементов главной и побочной подгруппы.
- 2.3.Простые вещества.
- 2.3.1.Получение металлов.
- 2.3.2.Взаимодействие металлов с кислотами.
- 2.3.3.Соединения меди, серебра, золота.
- 2.3.4.Галогениды: получение, свойства.
- 2.3.5.Гидроксиды: получение, свойства.
- 2.3.6.Комплексные соединения меди, серебра, золота. Перевод в раствор металлов и галогенидов за счет комплексообразования.

Тема 8. Элементы II группы ПСХЭ Д.И. Менделеева

- 1.s-элементы 2 группы.
- 1.1.Сравнительная характеристика элементов.
- 1.2.Простые вещества.
- 1.3.Методы получения.
- 1.4.Изменение характера связи в соединениях. Устойчивость комплексных соединений. Диагональное сходство Li – Mg.
- 1.5.Соединения s-элементы 2 группы (оксиды, гидроксиды, пероксиды, соли, бинарные соединения).
- 2.d-элементы 2 группы.
- 2.1.Сравнительная характеристика элементов.
- 2.2.Простые вещества, взаимодействие с кислотами и щелочами.
- 2.3.Соединения цинка, кадмия, ртути (оксиды, гидроксиды, сульфиды, галогениды).
- 2.4.Комплексные соединения цинка, кадмия и ртути.

Тема 9. Элементы III группы ПСХЭ Д.И. Менделеева

- 1.p-элементы 3 группы элементов ПСХЭ.
- 1.1.Сравнительная характеристика элементов.
- 1.2.Простые вещества.
- 1.3.Методы получения.
- 1.4.Борная кислота: получение, свойства, строение оксоборат-ионов.
- 1.5.Соединения бора с водородом: строение, свойства.
- 1.6.Соединения алюминия: их характер и свойства.
- 1.7.Гидролиз соединений алюминия.
- 1.8.Диагональное сходство Be – Al.

Тема 10. Элементы IV-A группы ПСХЭ Д.И. Менделеева

- 1.Положение элементов в ПСХЭ. Электронная конфигурация атома,

размеры, электроотрицательность.

1.1. Диагональное сходство В и Si.

1.2. Устойчивость гомоцепей – Э – Э –.

1.3. Сопоставление строения и свойств соединений с водородом, кислородом, галогенами.

2. Углерод.

2.1. Аллотропные формы, свойства.

2.2. Оксид углерода (II), строение молекулы CO (МВС, ММО), свойства.

2.3. Карбонат-ион: строение, термическая устойчивость. Гидролиз карбонатов.

3. Кремний.

3.1. Строение и гидролиз силикатов.

3.2. Способность перехода SiO₂ в растворимые соединения.

3.3. Фторсодержащие соединения кремния.

4. Подгруппа германия.

4.1. Сравнительная характеристика элементов.

4.2. Простые вещества: отношение к растворам кислот и щелочей.

4.3. Кислородосодержащие соединения: оксиды, гидроксиды; сравнение кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств в подгруппе и в ряду Э(II) - (IV).

4.4. Сульфиды и тиосоли.

Тема 11. Элементы V-A группы ПСХЭ Д.И. Менделеева

1. Сравнительная характеристика элементов.

2. Азот: строение (МО) и свойства.

3. Получение азота в лаборатории и в промышленности.

4. Соединения азота.

4.1. Соединения азота с водородом.

4.2. Оксиды азота.

4.3. Оксокислоты азота HNO₂, HNO₃ и их соли.

5. Фосфор: строение простого вещества, свойства, получение.

6. Соединения фосфора.

6.1. Соединения фосфора с водородом.

6.2. Галогениды.

6.3. Оксиды.

6.4. Оксокислоты фосфора в низших степенях окисления.

6.5. Ортофосфорная кислота.

6.6. Знакомство с полифосфорными кислотами.

7. Сравнительная характеристика элементов подгруппы мышьяка, их сульфиды и тиосоли.

Тема 12. Элементы VI-A группы ПСХЭ Д.И. Менделеева

1. Сравнительная характеристика элементов.

2. Простые вещества.
 - 2.1. Формы существования в природе. Методы получения и очистки.
 - 2.2. Фазовая диаграмма серы. Полиморфные модификации: получение и строение. Образование гомоядерных цепей.
3. Соединения серы, селена, теллура.
 - 3.1. Соединения с водородом: строение и свойства, получение. Сопоставление свойств в подгруппе.
 - 3.2. Сульфиды, селениды и теллуриды металлов.
 - 3.3. Галогениды серы: строение, свойства, получение.
 - 3.4. Соединения Э(IV).
 - 3.4.1. Диоксиды ЭО₂: строение, свойства, получение.
 - 3.4.2. Сернистая кислота и ее соли. Сравнение кислотных и окислительно-восстановительных свойств кислот H₂ЭО₃ (Э = S, Se, Te).
 - 3.5. Соединения Э(IV).
 - 3.5.1. Триоксиды. Изменение устойчивости по подгруппе.
 - 3.5.2. Серная кислота и ее соли. Термодинамическая оценка устойчивости сульфатов. Сравнение силы кислот и окислительной активности в ряду H₂SO₄ – H₂SeO₄ – H₆TeO₆.
 - 3.6. Другие кислородсодержащие кислоты серы и их соединения: тиосерная (H₂S₂O₃), пероксомонсерная (H₂SO₅), пероксодисерная (H₂S₂O₈), дитионовая (H₂S₂O₆), политионовые (H₂S_{n+2}O₆), дисернистая (H₂S₂O₅), дитионистая (H₂S₂O₄).

Тема 13. Элементы VI-B группы ПСХЭ Д.И. Менделеева

1. Сравнительная характеристика элементов.
2. Основные минералы. Способы получения металлов.
3. Свойства хрома. Применение.
4. Основные соединения хрома (III): оксид, гидроксид, соли. Их свойства.
5. Основные соединения хрома (IV): хроматы и дихроматы.
6. Окислительно-восстановительные свойства соединений хрома.
7. Изо – и гетерополисоединения.
8. Многоядерные комплексы.

Тема 14. Элементы VII-A группы ПСХЭ Д.И. Менделеева

1. Сравнительная характеристика элементов.
2. Простые вещества.
 - 2.1. Методы получения в лаборатории и промышленности.
 - 2.2. Химическая связь (ММО), химические свойства. Изменение окислительной активности в ряду галогенов.
 - 2.3. Взаимодействии галогенов с водой, диспропорционирование в водных растворах, условия смещения равновесия.
3. Соединения галогенов.

- 3.1. Галогеноводород: получение, закономерности в изменении строения и свойств в ряду галогеноводородов.
- 3.2. Галогениды. Гидролиз. Изменение растворимости. Качественные реакции на галогенид ионы.
- 3.3. Кислородосодержащие соединения. Кислоты. Сравнение кислотных, окислительно-восстановительных свойств, термической устойчивости.

Тема 15. Элементы VII-B группы ПСХЭ Д.И. Менделеева

1. Сравнительная характеристика элементов.
2. Окислительно-восстановительные свойства соединений марганца (II, IV, VI, VII).
 - 2.1. Устойчивость ионов марганца различных степеней окисления.
 - 2.2. Зависимость окислительно-восстановительных соединений от pH среды.
3. Комплексные соединения марганца.

Тема 16. Элементы VIII-B группы ПСХЭ Д.И. Менделеева

1. Сравнительная характеристика элементов.
2. Химические и физические свойства.
3. Соединения Fe, Co, Ni.
 - 3.1. Восстановительные свойства соединений Э(II) в кислой и щелочной средах.
 - 3.2. Оксиды и гидроксиды Э(II) и Э(III), их кислотно-основные свойства.
 - 3.3. Соединения Fe(VI).
4. Комплексные соединения Fe, Co, Ni.
 - 4.1. Хлоридные, аммиачные и цианидные.
 - 4.2. Карбонилы, их образование с позиции МВС и ТКП.

1. Типовые задания для оценивания результатов сформированности компетенции ОПК-1.1

Тема 1. Основные понятия и законы химии

1. При 17⁰С некоторое количество газа занимает объем 580 мл. Какой объем займет это же количество газа при 100⁰С, если давление его останется неизменным?
2. В замкнутом сосуде при 120⁰С и давлении 600 кПа находится смесь, состоящая из трех объемов O₂ и одного объема CH₄. Каково будет давление в сосуде, если взорвать смесь и привести содержимое сосуда к первоначальной температуре?

3. Масса 200 мл ацетилена при нормальных условиях равна 0,232 г. Определить молярную массу ацетилена.

4. 2 г магния вытесняет 0,164 г водорода, 17,7 г серебра и 10,5 г меди из соединения этих элементов. Найти молярную массу эквивалента этого металла.

5. Давление газа, занимающего объем 2,5 л, равно 121,6 кПа (912 мм рт. ст.). Чему будет равно давление, если, не изменяя температуры, сжать газ до объема в 1 л?

Тема 2. Введение в теорию химических процессов

1. Определите количество теплоты, выделяющееся при гашении 100 кг извести водой, если стандартные теплоты образования реагирующих веществ равны (кДж/моль): $\Delta H^0 \text{CaO}_{(к)} = -635,1$;

$\Delta H^0 \text{Ca(OH)}_{2(к)} = -986,2$; $\Delta H^0 \text{H}_2\text{O}_{(ж)} = -285,84$.

2. Определить знак изменения энтропии для реакции:
 $2\text{A}_2 (\text{г.}) + \text{B}_2 (\text{г.}) = 2\text{A}_2\text{B} (\text{ж.})$.

Возможно ли протекание данной реакции в стандартных условиях? Ответ обоснуйте.

3. Определите тепловой эффект реакции синтеза акриловой кислоты:

$\text{CH} \equiv \text{CH}_{(г)} + \text{CO}_{(г)} + \text{H}_2\text{O}_{(ж)} \rightarrow \text{CH}_2 = \text{CH-COOH}_{(ж)}$.

Если стандартные теплоты сгорания ацетилена, оксида углерода (II) и акриловой кислоты соответственно равны (кДж/моль): -1299,63; -282,50 и 1370,0.

Тема 3. Растворы

1. Вычислить 10%, C_m , C_n гидроксида натрия в 9,28Н растворе NaOH ($\rho = 1,310$ г/мл).

2. Какой объем 10%-ного раствора NaOH ($\rho = 1,093$ г/мл) потребуется для полного растворения 3г алюминия?

3. Сколько литров 96% раствора H_2SO_4 ($\rho = 1,84$ г/мл) требуется для приготовления 20л 0,5М раствора серной кислоты?

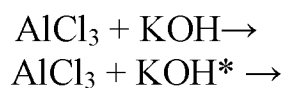
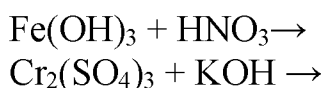
4. Написать в молекулярно-ионной форме уравнение реакций. Указать, в какой среде протекает реакция. Чем определяется направление обменной реакции?

5. Написать в молекулярно-ионной форме реакции нейтрализации и указать, какие из них протекают обратимо, а какие необратимо. Указать также реакцию среды при условии, если основания и кислоты взяты в строго эквивалентных количествах.

$\text{NH}_4\text{OH} + \text{HCN} \rightarrow$

$\text{NH}_4\text{OH} + \text{HCl} \rightarrow$

6. Указать причину, вызывающую смещение равновесия. Написать уравнение в молекулярно-ионной форме.



* - реактив в избытке.

7. К одному литру насыщенного раствора хлорида серебра прибавлен 0,1 моль хлорида калия ($\alpha_{\text{каж}}=80\%$). Вычислить C_{Ag^+} в таком растворе.

10. Стандартные электродные потенциалы при 298 К:



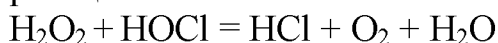
Определите э.д.с. золото-оловянного гальванического элемента при стандартных условиях ($C_{\text{Au}^{3+}} = C_{\text{Sn}^{2+}} = 1$ моль/л):

А +1,640; Б – 1,640; В +1,360; Г – 1,360; Д +0,680.

11. Составить схемы электронно-ионного баланса. Записать ионно-молекулярное и молекулярное уравнение реакции. Расставить коэффициенты. Указать процесс окисления и восстановления.



12. Указать в каком направлении может самопроизвольно протекать данная реакция



4. Можно ли восстановить олово (IV) в олово (II) с помощью следующей реакции



Ответ обосновать расчетом константы равновесия.

5. Вычислить константу равновесия протекающей в медно-свинцовом гальваническом элементе.

Тема 4. Кинетика и механизм химических реакций

1. Реакция между веществами А и В протекает по уравнению $2\text{A} + \text{B} = \text{C}$; концентрация вещества А равна 6 моль/л, а вещества В – 5 моль/л. Константа скорости реакции равна 0,5. Вычислите скорость химической реакции в начальный момент и в тот момент, когда в реакционной смеси остается 45% вещества В.

2. Вычислите, во сколько раз увеличится скорость реакции при увеличении температуры на 40°C , если температурный коэффициент реакции равен 3.

3. Константы скорости реакции омыления пропилового эфира уксусной кислоты щелочью при 283 и 293 К соответственно равны 2,15 и $4,23 \text{ л} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{мин}^{-1}$. Найдите энергию активации этой реакции.

4. При синтезе аммиака $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$ равновесие установилось при следующих концентрациях реагирующих веществ (моль/л): $C(\text{N}_2) = 2,5$; $C(\text{H}_2) = 1,8$; $C(\text{NH}_3) = 3,6$. Рассчитайте константу равновесия этой реакции и исходные концентрации азота и водорода.

5. Определите, как изменится скорость прямой реакции $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3$, если общее давление в системе увеличить в 4 раза.
6. При 353 К реакция заканчивается за 20 с. Сколько времени длиться реакция при 293 К, если температурный коэффициент этой реакции равен 2,5.

Тема 5. Модели строения атома и химической связи

1. Напишите электронные конфигурации Ca, Fe^{2+} , Ag^+ , Cu, Ne, Gd, Gd^{3+} . Для электронов внешнего уровня иона Fe^{2+} укажите все квантовые числа.
2. Объясните существенно различие значения первых потенциалов ионизации атомов Au и Cs.
3. Как изменится полярность связи в рядах: а) $\text{LiCl}-\text{BeCl}_2-\text{BCl}_3$; б) $\text{HF}-\text{HCl}-\text{HBr}$?
4. Почему молекула BeCl_2 – линейная, а H_2O угловая?
5. Может ли молекула быть полярной при неполярных связях и неполярной при полярных связях? Приведите примеры.
6. Объясните строение молекул N_2O , CO_2 , O_3 с помощью метода валентных связей:
 - а) напишите электронную формулу
 - б) укажите тип гибридизации центрального атома, геометрию молекулы.

Тема 6. Комплексные соединения

1. Для комплексных ионов Ni^{+2} (диамагнитного $[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$, парамагнитных $[\text{NiCl}_4]^{2-}$ и $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$ укажите:
 - а) электронную конфигурацию Ni^{2+} .
 - б) тип гибридизации валентных орбиталей Ni^{2+} .
 - в) координационный полиэдр.
 - г) являются ли они внутри- или внешнеорбитальными.
 - д) значение $\mu_{\text{эфф}}$ (м.Б.).
2. Что такое энергия спаривания электронов (P) и от каких факторов зависит ее величина?
3. От каких факторов зависит величина энергии расщепления (Δ) d-орбиталей в поле лигандов?
4. Каким должно быть соотношение между величинами энергии расщепления d-орбиталей в поле лигандов (Δ) и энергии спаривания электронов (P), чтобы комплекс был низкоспиновым?
5. Почему $\Delta_{\text{тетр.}} < \Delta_{\text{окт.}}$?
6. Представьте с позицией ТКП схему распределения валентных электронов центрального атома в октаэдрических и тетраэдрических комплексах:
 $[\text{Mn}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$, $[\text{Mn}(\text{CN})_6]^{3-}$, $[\text{MnCl}_4]^{2-}$, $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$, $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$, $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$, $[\text{FeCl}_4]^{2-}$, $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$, $[\text{FeCl}_4]^-$, $[\text{NiCl}_4]^{2-}$, $[\text{CoCl}_4]^{2-}$.

Тема 7. Элементы I группы ПСХЭ Д.И. Менделеева

1. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие переходы:

- 1) $\text{Na} \rightarrow \text{Na}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{O} \rightarrow \text{NaNO}_3$
- 2) $\text{NaCl} \rightarrow \text{Na} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{NaCH}_2\text{COO}$
- 3) $\text{KCl} \rightarrow \text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{X}_1 \rightarrow \text{KOH} \rightarrow \text{KO}_3 \rightarrow \text{X}_2$
- 4) $\text{Cu} \rightarrow \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{CuI} \rightarrow \text{K}[\text{CuI}_2]$
- 5) $\text{Cu} \rightarrow \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu}_2\text{O} \rightarrow [\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$
- 6) $\text{Ag} \rightarrow \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{Ag}_2\text{O} \rightarrow [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH} \rightarrow \text{AgCl}$
 $\searrow \text{Ag} \rightarrow \text{Ag}_2\text{S}$
- 7) $\text{Au} \rightarrow \text{Na}[\text{Au}(\text{CN})_2] \rightarrow \text{Au} \rightarrow \text{H}[\text{AuCl}_4]$

2. Допишите уравнения реакций:

- 1) $\text{Na}_2\text{O}_2 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- 2) $\text{Na}_2\text{O}_2 + \text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- 3) $\text{Na}_2\text{O}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- 4) $\text{KO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- 5) $\text{KO}_2 + \text{CO}_2 \rightarrow$

Тема 8. Элементы II группы ПСХЭ Д.И. Менделеева

1. Почему Mg растворяется в воде, содержащей ионы NH_4^+ ?
2. Почему BaCO_3 растворяется в кислотах, а BaSO_4 нет?
3. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие переходы:
 - a) $\text{BeO} \rightarrow \text{BeCl}_2 \rightarrow \text{Be}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{BeCO}_3$
 - б) $\text{Be}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{X}_1 \rightarrow \text{X}_2 \rightarrow \text{BeCl}_2(\text{p-p})$
 - в) $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$
 - г) $\text{Cd} \rightarrow \text{CdI}_2 \rightarrow \text{Cd}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{X}_1 \rightarrow \text{CdCl}_2 \rightarrow \text{CdCO}_3$
 - д) $\text{HgS} \rightarrow \text{Hg} \rightarrow \text{Hg}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{X}_1 \rightarrow \text{HgCl}_2$
4. Напишите реакции, с помощью которых можно доказать сходство Mg и Zn, Be и Zn.
5. К раствору нитрата Hg (I) прилили следующие вещества: NH_3 , KI (изб.), KCN , KBr . Что произойдет?

Тема 9. Элементы III группы ПСХЭ Д.И. Менделеева

1. Какой характер связи и механизм образования $\text{BF}_3 \cdot \text{NH}_3$ и $[\text{BF}_4]^-$?
2. Напишите уравнения реакций следующих превращений, используя минимальное число стадий:
 - a) $\text{B}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{B}_2\text{H}_6 \rightarrow \text{бура} \rightarrow \text{K}[\text{BF}_4]$
 - б) $\text{Al}_2\text{O}_3 \xrightarrow{-\text{NaOH}} \text{X}_1 \xrightarrow{-\text{CO}_2} \text{X}_2 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 \text{ б/в} \rightarrow \text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$
 - в) $\text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Al} \rightarrow \text{X}_1 \xrightarrow{-\text{NaOH}} \text{Al}(\text{OH})_3 \xrightarrow{-t} \text{X}_2 \rightarrow \text{X}_3 \xrightarrow{-\text{H}_2\text{S}} \text{Al}_2\text{S}_3$

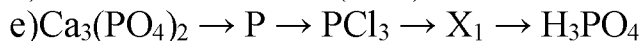
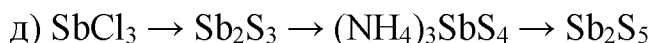
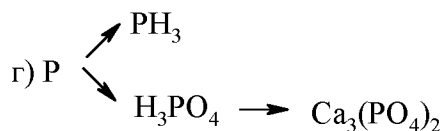
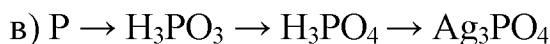
3. Напишите уравнение гидролиза BCl_3 и BN_3 . Чем они отличаются?
 4. Задачи № 1051, 1055, 1057 из учебного пособия Н.Л.Глинка.

Тема 10. Элементы IV-A группы ПСХЭ Д.И. Менделеева

1. Как изменяется геометрия молекул в ряду: CF_4 , COF_2 , CO_2 ?
2. Как можно получить K_2SiF_6 ? Рассмотрите образование иона SiF_6^{2-} с позиции МВС.
3. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:
 а) $\text{SiO}_2 \rightarrow \text{SiCl}_4 \xrightarrow{-\text{H}_2\text{O}} \text{X}_1 \rightarrow \text{Si} \xrightarrow{-\text{HNO}_3} \text{X}_2$
 б) $\text{Sn} \xrightarrow{-\text{HNO}_3 \text{ (разб)}} \text{Sn}(\text{NO}_3)_2 \xrightarrow{-\text{KOH (изб)}} \text{X}_1 \xrightarrow{-\text{Bi}(\text{OH})_3} \text{SnO}_2$
 в) $\text{SnCl}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{SnCl}_6 \rightarrow \text{SnS}_2 \rightarrow \text{Na}_2[\text{Sn}(\text{OH})_6] \rightarrow \text{SnO}_2$
 г) $\text{Pb}_3\text{O}_4 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{X}_1 \xrightarrow{-\text{KI}} \text{X}_2$
 $\searrow \text{X}_2 \xrightarrow{-\text{Mn}^{2+} + \text{HNO}_3} \text{X}_1 \xrightarrow{-\text{H}_2\text{S}} \text{X}_3$
4. Допишите уравнения реакций:
 а) $\text{Sn} + (\text{NH}_4)_2\text{S} \rightarrow$
 б) $\text{PbSO}_4 + \text{KOH} \rightarrow$
 в) $\text{PO}_2 + \text{Cr}(\text{NO}_3)_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow$
 г) $\text{Ge} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow$
 д) $\text{PbO} + \text{NaOH} + \text{Cl}_2 \rightarrow$

Тема 11. Элементы V-A группы ПСХЭ Д.И. Менделеева

1. Допишите уравнения реакций и составьте электронно-ионные уравнения полуреакций для следующих процессов:
 а) $\text{H}_3\text{PO}_3 + \text{KMnO}_4 \rightarrow$
 б) $\text{KI} + \text{Na}_3\text{AsO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
 в) $\text{KBiO}_3 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
2. Написать уравнения реакций, с помощью которых можно получить:
 а) из $\text{Bi} \rightarrow \text{KBiO}_3$
 б) из $\text{SbCl}_3 \rightarrow (\text{NH}_4)_3\text{SbS}_4$
 в) из $\text{NaAsO}_2 \rightarrow \text{As}$
 г) из $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{BiCl}_3$
3. Напишите уравнения реакций следующих превращений, укажите условия их проведения:
 а) $\text{N}_2 \begin{matrix} \nearrow \text{NH}_3 \\ \searrow \text{HNO}_3 \end{matrix}$
 б) $\text{NaN}_3 \rightarrow \text{NH}_3 \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow \text{NaNO}_3 \rightarrow \text{NO}_2$



4. При взаимодействии подкисленного перманганата калия с раствором нитрита калия интенсивная малиновая окраска раствора исчезает.

а) напишите уравнение этой реакции.

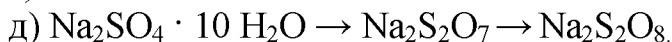
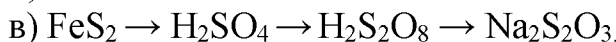
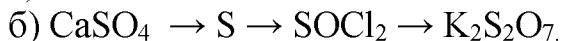
б) рассчитать ΔG_{298}^0 этой реакции и ее константу равновесия.

в) используя результат предыдущего расчета найдите $E_{MnO_4^- / Mn^{2+}}^0$, учитывая, что $E_{NO_3^- / HNO_2}^0 = 0.94V$.

г) рассчитайте, будет ли эта реакция термодинамически вероятна при $pH=4$ и активности всех частиц в растворе, кроме H^+ , равной единице.

Тема 12. Элементы VI-A группы ПСХЭ Д.И. Менделеева

1. Осуществите химические превращения:



2. Предложите способ получения $SO_{2(g)}$, используя в качестве единственного источника серы Na_2SO_4 . Напишите уравнения всех предложенных Вами реакций и условия их проведения.

2.1. Каково геометрическое строение молекулы этого вещества (ответ поясните)?

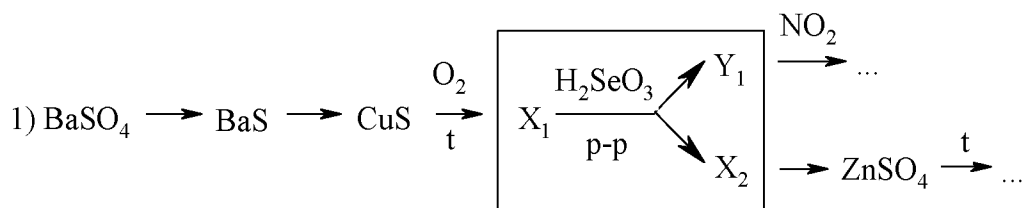
3. Напишите уравнения реакций приведенных ниже превращений; укажите условия их проведения; для выделенной стадии напишите электронно-ионные уравнения полуреакций:

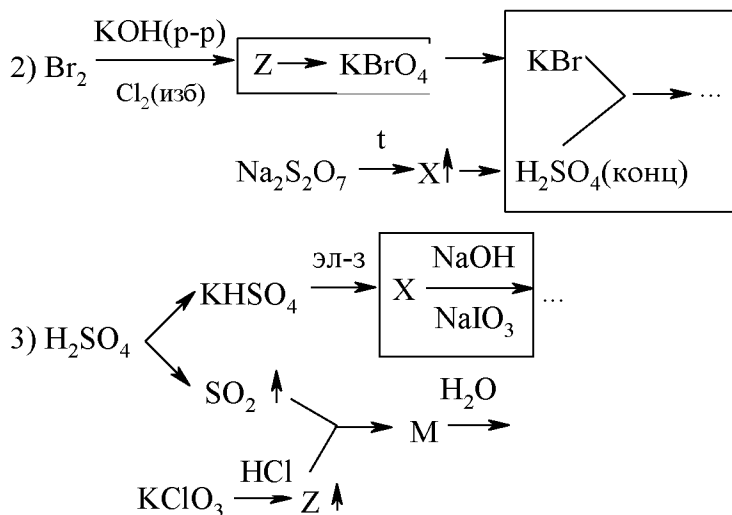
X_n – вещества, содержащие серу.

Y_n – вещества, содержащие селен.

Z_n – вещества, содержащие галоген.

M – вещества, содержащие серу и хлор.



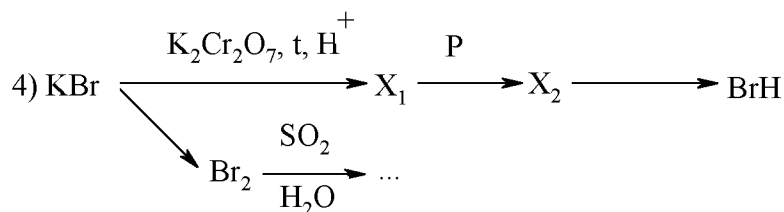
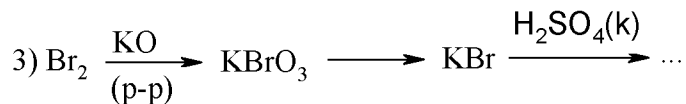
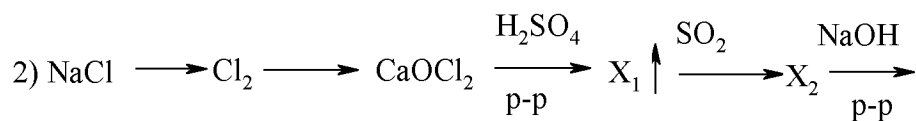
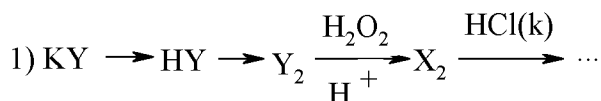


Тема 13. Элементы VI-B группы ПСХЭ Д.И. Менделеева

1. Почему водные растворы CrCl_3 могут иметь разную окраску? Какую?
2. Какие координационные числа характерны для Cr(II) , Cr(III) , Cr(VI) ?
3. Используя величины соответствующих окислительно-восстановительных потенциалов, сопоставьте и объясните окислительную способность хрома (VI) в кислой и щелочной средах.
4. Допишите уравнения реакций:
 - 1) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{KI} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
 - 2) $\text{Na}_2\text{CrO}_4 \rightarrow \text{NaNO}_2 \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow$
 - 3) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{HCl}_{(\text{конц.})} \rightarrow$
 - 4) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
 - 5) $\text{CuCl} \rightarrow \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{HCl}_{(\text{разб.})} \rightarrow$
 - 6) $\text{Cr}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{KMnO}_4 \rightarrow \text{KOH} \rightarrow$
 - 7) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{KMnO}_4 \rightarrow$

Тема 14. Элементы VII-A группы ПСХЭ Д.И. Менделеева

1. Закончите уравнения реакций, подберите коэффициенты:
 - а) $\text{KBr} + \text{Cl}_2(t^\circ\text{C}) \rightarrow$
 - б) $\text{KBr} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
 - в) $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow$
 - г) $\text{HI} + \text{FeCl}_3 \rightarrow$
2. Напишите уравнения реакций приведенных ниже превращений. Укажите условия их проведения.



Тема 15. Элементы VII-В группы ПСХЭ Д.И. Менделеева

1. В чем сходство и различие свойств Mn(VII) и Cl(VII)?
2. Получите из природного соединения марганца перманганат калия и $MnSO_4 \cdot 7H_2O$.
3. Сопоставьте и объясните кислотно-основные свойства в ряду Mn(II) – Mn(IV) – Mn(VII). Ответ подтвердите уравнениями реакций.

Тема 16. Элементы VIII-В группы ПСХЭ Д.И. Менделеева

1. Напишите схему дегидратации $CoCl_2 \cdot 6H_2O$.

2. Допишите уравнения реакций:

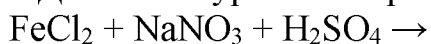
- 1) $FeSO_4 + Na_2CO_3 + H_2O \rightarrow$
- 2) $Fe_2(SO_4)_2 + Na_2CO_3 + H_2O \rightarrow$
- 3) $Fe_2(SO_4)_2 + H_2O \rightarrow$
- 4) $Fe_2O_3 + KClO_3 + KOH \rightarrow$
- 5) $K_2FeO_4 + KI + H_2SO_4 \rightarrow$
- 6) $K_4[Fe(CN)_6] + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow$
- 7) $Fe(OH)_2 + O_2 + H_2O \rightarrow$
- 8) $Ni(OH)_2 + Br_2 + NaOH \rightarrow$
- 9) $Co(OH)_3 + H_2SO_4 \rightarrow$

3. Осуществите следующие превращения:

- 1) $K_3[Fe(CN)_6] \rightarrow K_4[Fe(CN)_6]$
- 2) $K_4[Fe(CN)_6] \rightarrow K_3[Fe(CN)_6]$
- 3) $FeCl_2 \rightarrow FeCl_3$
- 4) $FeCl_3 \rightarrow FeCl_2$

4. Как объяснить склонность Co(III) к комплексообразованию?

5. Допишите уравнения реакций:



Определите, при каком значении pH реакция возможна, если $E^0(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = 0.77\text{В}$, $E^0(\text{NO}_3^-/\text{NO}) = 0.957\text{В}$, а $a(\text{Fe}^{3+}) = a(\text{Fe}^{2+}) = a(\text{NO}_3^-) = 1\%$.

2. Типовые задания для оценивания результатов сформированности компетенции ОПК-2.1

Техника безопасности при работе в химической лаборатории

1. Необходимо точно выполнять все указания преподавателя и лаборанта. Строго воспрещается проводить работы, не предусмотренные планом.
2. Не разрешается в лаборатории находиться в верхней одежде. В лаборатории необходимо быть в халате.
3. На рабочем столе должны находиться только те предметы, которые нужны в данное время для работы.
4. Студентам не разрешается оставлять реактивы на своих рабочих местах.
5. Все опыты с ядовитыми, неприятно пахнущими веществами, а также с концентрированными кислотами и щелочами производить только в вытяжном шкафу.
6. Опыт с легко воспламеняющимися веществами необходимо производить вдали от огня.
7. При работе с металлическим натрием и другими щелочными металлами следует остерегаться воды. Обрезки щелочных металлов сдавать лаборанту и ни в коем случае не бросать в банки для мусора.
8. При нагревании растворов в пробирки всегда следует держать ее таким образом, чтобы отверстие пробирки было направлено в сторону от работающего, и его соседей по рабочему столу. Особенно важно соблюдать это в тех случаях, когда нагреваемой жидкостью являются концентрированные кислоты или растворы щелочей. Рекомендуется эти опыты производить в вытяжном шкафу.
9. Не наклонять лицо над нагреваемой жидкостью или сплавляемыми веществами во избежание попадания брызг на лицо.
10. Не следует вдыхать пахучие вещества, в том числе и выделяющиеся газы, близко наклоняясь к сосуду с этими веществами. Следует легким движением руки направить струю воздуха от отверстия сосуда к себе и осторожно вдохнуть.

11. Брать щелочь разрешается только шпателем, щипцами или пинцетом. Необходимо тщательно убирать остатки щелочи с рабочего места. Те же меры необходимо соблюдать при работе с фосфорным ангидридом.
12. При разбавлении концентрированных кислот, особенно серной, вливать кислоту в воду, а не наоборот.
13. Работу с ртутью производить на специальных подносах с высокими бортами.
14. Остатки соединений редких и ценных металлов сливать в особые банки (взять у лаборанта).
15. В раковину выливать только воду. Отходы следует сливать в специальные склянки.
16. Нельзя ничего пробовать на вкус.
17. Запрещается в лаборатории пить и употреблять пищу.

Методы очистки веществ

1. На чем основан метод перекристаллизации?
2. Каким требованиям должен удовлетворять растворитель для целей перекристаллизации?
3. Как подбирают растворитель? Как определяют количество растворителя, необходимое для перекристаллизации?
4. Каковы основные этапы (стадии) перекристаллизации?
5. Как готовят горячий насыщенный раствор в легколетучих, горючих растворителях?
6. Как освобождают раствор от нерастворившихся примесей?
7. В каких случаях вносят активированный уголь в горячий насыщенный раствор? Какие меры предосторожности при этом надо соблюдать?
8. Как отделяют отработанный адсорбент – уголь от маточного раствора?
9. Как выполняют горячее фильтрование?
10. Как подготовить воронку Бюхнера для отсасывания, чтобы в колбе Бунзена образовался вакуум?
11. Как отмывают и окончательно отделяют от маточного раствора кристаллы?
12. Как следует отключить водоструйный насос после отсасывания?
13. Как высушивают кристаллы после перекристаллизации?
14. Как оценить степень чистоты перекристаллизованного продукта?
15. Для чего необходимо непрерывное перемешивание раствора при кристаллизации?
16. Как провести вторичную перекристаллизацию вещества?
17. Имеется ли что-то общее между возгонкой и перегонкой?
18. От каких веществ очищается водопроводная вода при фильтровании и перегонке?
19. Каким путем из морской воды можно получить чистую воду?
20. Что лежит в основе метода очистки газов?

21. Сущность титриметрического анализа. Требования, предъявляемые к реакциям в титриметрическом анализе. Точка эквивалентности и конечная точка титрования. Основные расчетные формулы.
22. Примеры практического применения кислотно-основного титрования. Определение кислот и щелочей. Определение жесткости воды.

Оказание первой помощи в лаборатории

1. При попадании на кожу брызг кислоты или щелочи следует немедленно промывать сильной струей воды обожженное место в течение 5-10 минут. Затем обработать поверхность 2%-ным раствором гидрокарбоната натрия (при ожоге кислотой) или 1%-ным раствором уксусной кислоты (при ожоге щелочью).
2. Если кислота или щелочь попадут в глаза, то их немедленно нужно промыть водой, после чего разбавленным раствором пищевой соды (при попадании кислоты) или борной кислотой (при попадании щелочи).
3. При ожоге горячими предметами (стекло, металлы и т. п.) пораженное место следует смочить 1%-ным раствором перманганата калия.
4. При ожогах фосфором необходимо наложить на обожженное место повязку, смоченную 2%-ным раствором сульфата меди.
5. При отравлении хлором, бромом, сероводородом, окисью углерода необходимо вывести пострадавшего на воздух, а затем обратиться к врачу.
6. При отравлении соединениями мышьяка и ртути, а также цианистыми солями немедленно обратиться к врачу.

Лабораторные работы

Свойства химических элементов

Лабораторная работа №1. Элементы подгруппы I A

Опыт 1. Пероксид натрия

а) Взаимодействие пероксида натрия с водой

В пробирку внести микрошпателем немного порошка пероксида натрия, добавить 8–10 капель дистиллированной воды и размешать стеклянной палочкой. Доказать присутствие щёлочи в полученном растворе, добавив в него одну каплю раствора фенолфталеина. Написать уравнение реакции взаимодействия пероксида натрия с водой.

б) Окислительные свойства пероксида натрия

Внести в тигель 3 микрошпателя пероксида натрия, 2 микрошпателя соды и немного (на кончике микрошпателя) растертого в порошок сульфата

хрома. Смесь тщательно перемешать стеклянной палочкой, поставить тигель в треугольник и нагреть его пламенем горелки до сплавления смеси. Охладить тигель на воздухе, добавить в него 8–10 капель дистиллированной воды, перемешать стеклянной палочкой содержимое тигля, дать смеси отстояться и перелить раствор в пробирку. Отметить цвет образовавшегося хромата натрия Na_2CrO_4 . Написать уравнение реакции взаимодействия пероксида натрия с сульфатом хрома в присутствии Na_2CO_3 , учитывая, что при этом выделяется диоксид углерода.

в) Восстановительные свойства пероксида натрия

Внести в пробирку 4–5 капель раствора перманганата калия, добавить 1 микрошпатель порошка пероксида натрия и все перемешать. Отметить выделение газа и появление бурого осадка. Написать уравнение реакции.

Опыт 2. Карбонат и гидрокарбонат натрия

а) Реакция среды в растворе карбоната и гидрокарбоната натрия

Внести в три пробирки по 6–7 капель дистиллированной воды. В каждую из них прибавить такое же количество нейтрального раствора лакмуса. В одну пробирку внести 1 микрошпатель кристаллов карбоната натрия, в другую – такое же количество гидрокарбоната натрия. Третью пробирку оставить для сравнения. Перемешать растворы стеклянной палочкой, сравнить окраску лакмуса в растворах солей с его окраской в третьей пробирке. Все три пробирки сохранить в качестве контрольных для следующего опыта. Какая среда и почему: а) в растворе карбоната натрия; б) в растворе гидрокарбоната натрия? Написать ионные и молекулярные уравнения реакций. Почему оттенок окраски лакмуса в растворах этих солей различен? Ответ мотивировать.

б) Термическое разложение гидрокарбоната натрия

Поместить в тигель 3–4 микрошпателя порошка гидрокарбоната натрия, поставить тигель в треугольник и прокалывать содержимое пламенем горелки в течение 10–15 мин. Охладить тигель на воздухе, внести в него 12–14 капель дистиллированной воды, перемешать стеклянной палочкой и разделить на две пробирки. Доказать, что в растворе находится соль угольной кислоты. Для этого в одну из пробирок добавить 3–4 капли 2 н. раствора хлороводородной кислоты и наблюдать выделение пузырьков газа. Какой газ выделяется? В другую пробирку к полученному раствору прибавить такое же количество нейтрального раствора лакмуса. Сравнить окраску лакмуса в данном растворе с окраской растворов в контрольных пробирках, оставшихся после предыдущего опыта. По окраске лакмуса определить, какая соль находится в растворе – карбонат или гидрокарбонат. Описать проделанную работу. Написать уравнение реакции разложения гидрокарбоната натрия при нагревании. Эта реакция применяется в промышленном способе получения кальцинированной соды.

Опыт 3. Окрашивание пламени солями щелочных металлов

Проволочку опустить в насыщенный раствор хлорида калия и внести в пламя горелки. Отметить цвет пламени. Обусловленный ничтожными примесями солей натрия, желтый цвет часто маскирует фиолетовое пламя калия. В этом случае следует рассматривать пламя через стеклянную призму с раствором синего индиго, полностью поглощающим жёлтые лучи. Опыт повторить с насыщенными растворами сульфата лития и хлорида натрия. Перед каждым опытом проволочку следует очищать, погружая её в концентрированную хлороводородную кислоту и прокаливая в пламени горелки.

Лабораторная работа № 2. Элементы подгруппы I В

Опыт 1. Восстановление оксида меди (II) углём

На листе чистой бумаги тщательно перемешать палочкой оксид меди (II) (2–3 микрошпателя) с таким же объемом порошка древесного угля. Полученную смесь перенести в цилиндрическую пробирку, закрепить последнюю в штативе в горизонтальном положении и нагревать смесь сильным пламенем горелки 5–10 мин. Наблюдать процесс восстановления оксида меди (II) до металлической меди (изменение окраски). Обратит внимание на происходящее при этом разогревание смеси до красного каления. Если на стенках пробирки получится трудно отмываемый налет меди, нужно налить в пробирку 2–3 капли концентрированной азотной кислоты, которая полностью растворит

Опыт 2. Взаимодействие меди с разбавленными и концентрированными кислотами

и

Опыт проводится в вытяжном шкафу! В три пробирки поместить по кусочку меди и прибавить по 5–6 капель 2 н. растворов кислот: в первую – хлороводородной, во вторую – серной, в третью – азотной. Окрасился ли раствор в пробирках в сине-голубой цвет, характерный для иона Cu^{2+} ? Прodelать аналогичный опыт с концентрированными кислотами - хлороводородной (плотность $1,19 \text{ г/см}^3$), серной (плотность $1,84 \text{ г/см}^3$) и азотной (плотность $1,4 \text{ г/см}^3$) без нагревания и при нагревании (осторожно!). С какими кислотами взаимодействует медь? При написании уравнения реакции взаимодействия меди с разбавленной азотной кислотой считать, что азотная кислота восстанавливается до NO. Почему медь не взаимодействует с хлороводородной кислотой и с разбавленной серной кислотой? Написать уравнения реакций взаимодействия меди с концентрированными кислотами, считая, что концентрированная азотная кислота восстанавливается медью до диоксида азота, а серная – до диоксида серы.

Опыт 3. Взаимодействие оксида меди (II) с кислотами

В две пробирки внести 2–3 микрошпателя оксида меди (II) и прибавить по 5–6 капель 2 н. кислот, в одну пробирку – хлороводородной, в другую – серной. Наблюдать в обоих *случаях* появление окраски раствора. Написать уравнения реакций взаимодействия оксида меди (II) с HCl и H₂SO₄.

Опыт 4. Получение гидроксида меди (II) и исследование его свойств

а) Получение гидроксида меди (II) и разложение его при нагревании

Внести в пробирку по 3–4 капли раствора сульфата меди (II) и 2 н. раствора щёлочи. Отметить цвет выпавшего осадка гидроксида меди (II). Осторожно нагреть пробирку с полученным осадком. Как изменяется цвет осадка при превращении гидроксида меди (II) в оксид? Написать уравнения реакций образования гидроксида меди (II) и его разложения.

б) Отношение гидроксида меди (II) к кислотам и щелочам.

Получить в двух пробирках гидроксид меди (II). К полученным осадкам прибавить в одну пробирку 5–6 капель 2 н. раствора серной кислоты, в другую – столько же 2 н. раствора щёлочи. В каком случае происходит растворение осадка? Какой вывод можно сделать из этого опыта о свойствах гидроксида меди (II)?

Опыт 5. Получение малорастворимых солей меди (II)

а) Получение сульфида меди (II)

Опыт проводится в вытяжном шкафу! В пробирку с раствором сульфата или хлорида меди (II) (2–3 капли) прибавить столько же сероводородной воды. Отметить цвет выпавшего осадка сульфида меди (II). Написать в молекулярном и ионном виде уравнение реакции его образования.

б) Получение основного карбоната меди (II)

В пробирку с раствором сульфата меди (II) (2–3 капли) прибавить такое же количество раствора соды. Наблюдать выпадение зелёного осадка гидрокарбоната меди (CuOH)₂CO₃. Почему при взаимодействии солей меди с раствором соды не выпадает средний карбонат меди? Написать уравнение реакции взаимодействия сульфата меди (II) с содой при участии воды.

Опыт 6. Получение йодида меди (I)

Внести в пробирку по 3 капли растворов сульфата меди (II) и йодида калия. Отметить образование осадка и окрашивание содержимого пробирки в жёлтый цвет. Доказать с помощью раствора крахмала, что жёлтая окраска обусловлена выделением свободного йода. Для определения цвета выпавшего осадка йодида меди (I) необходимо свободный йод, маскирующий своей окраской цвет осадка, перевести в бесцветный ион. Для этого прибавить в

пробирку несколько капель раствора сульфата натрия до исчезновения жёлтой окраски. Каков цвет йодида меди (I)? Написать уравнения реакций а) взаимодействия сульфата меди (II) с йодидом калия; б) взаимодействия йода с сульфитом натрия в присутствии воды. Чем объясняется устойчивость йодида меди (I)?

Опыт 7. Комплексные соединения меди

а) Получение комплексного тиосульфата меди (I)

В пробирку с йодидом меди (I) прибавить несколько капель раствора тиосульфата натрия. Наблюдать полное растворение осадка, происходящее вследствие образования хорошо растворимого комплексного тиосульфата меди(I). Написать уравнение протекающей реакции, учитывая, что ионы $S_2O_3^{2-}$ являются монодентатными лигандами, а координационное число Cu^+ – иона равно 2.

б) Получение амминокомплекса меди (II)

В пробирку с раствором сульфата меди (II) (2–3 капли) прибавлять по каплям 2 н. раствор аммиака до полного растворения осадка основной соли $(CuOH)_2SO_4$, выпавшего при добавлении первых капель раствора аммиака. Отметить окраску исходного раствора сульфата меди и раствора, получившегося после растворения осадка. Написать уравнения реакций: а) взаимодействия сульфата меди (II) с раствором аммиака с образованием основной соли меди (II), б) растворения основной соли меди (II) в избытке аммиака с одновременным образованием комплексной соли и комплексного основания меди (II), учитывая, что координационное число Cu^{2+} равно 4; в) диссоциации полученных комплексных соединений меди. Какое основание сильнее: гидроксид меди (II) или гидроксид тетраамминмеди (II)? Какие ионы обуславливают окраску раствора, содержащего амминокомплексы меди?

Опыт 8. Получение оксида серебра

В пробирку с раствором нитрата серебра (3–4 капли) прибавить несколько капель 2 н. раствора гидроксида натрия до выпадения осадка оксида серебра. Какое заключение о прочности гидроксида серебра можно сделать на основании этого опыта? Чем это объясняется? Написать уравнения реакций образования гидроксида серебра и его распада.

Опыт 9. Окислительные свойства оксида серебра

а) Взаимодействие оксида серебра с хлоридом олова (II) в щелочной среде

Внести в пробирку 2–3 капли раствора хлорида олова (II) и добавить по каплям 2 н. раствор гидроксида натрия до растворения выпавшего осадка гидроксида олова (II). К полученному щелочному раствору $Na_2[Sn(OH)_4]$

прибавить 1–2 капли нитрата серебра. Наблюдать выпадение чёрного порошка металлического серебра. Образование серебра может быть доказано тем, что выпавший осадок не растворяется при добавлении 5–6 капель 2 н. раствора аммиака в отличие от оксида серебра. Проверить опытным путем. Написать уравнения реакций:

- а) образования тетрагидроксоантимоаната (II) натрия из хлорида олова (II);
- б) взаимодействия нитрата серебра со щёлочью;
- в) взаимодействия тетрагидроксоантимоаната (II) натрия с оксидом серебра с образованием гексагидроксоантимоаната (IV) натрия и элементарного серебра, учитывая, что в реакции принимает участие вода;
- г) взаимодействия хлорида олова (II) с оксидом серебра в присутствии щёлочи.

б) Получение серебряного зеркала

В маленьком стаканчике нагреть до кипения 25–50 мл воды, после чего отставить горелку. В пробирку внести 4–5 капель раствора нитрата серебра и прибавить 2–5 капель 2 н. раствора аммиака, встряхивая пробирку после прибавления каждой капли до растворения выпавшего вначале осадка Ag_2O (избегать избытка NH_3). К полученному прозрачному раствору прибавить 10%-ный раствор глюкозы $\text{C}_5\text{H}_6(\text{OH})_5\text{CHO}$ в объёме, равном суммарному объёму нитрата серебра и аммиака, находящихся в пробирке. Перемешать раствор и поставить пробирку в стаканчик с горячей водой. Через 2–3 мин вынуть пробирку из стаканчика и, вылив раствор, ополоснуть её водой из промывалки. Какое вещество выделилось из раствора на стенках пробирки? Написать уравнение реакции, считая, что глюкоза переходит в глюконовую кислоту $\text{C}_5\text{H}_6(\text{OH})_5\text{COOH}$.

Опыт 10. Малорастворимые и комплексные соединения серебра

а) Получение амминокомплексов серебра (I)

В четыре пробирки внести по 2 капли раствора нитрата серебра. В одну пробирку добавить 2 капли хлорида калия, во вторую – бромида калия, в третью – йодида калия, в четвёртую – хромата калия K_2CrO_4 . Отметить цвета выпавших осадков. Добавить во все четыре пробирки по 3 капли 25% раствора аммиака. Осадки каких веществ практически полностью растворились в аммиаке? Одинаково ли активно идёт взаимодействие хлорида, бромида и йодида серебра с аммиаком?

Написать в молекулярном и ионном виде уравнения реакций:

- а) образования малорастворимых солей серебра;
- б) растворения хлорида, бромида и хромата серебра в аммиаке с образованием комплексных соединений, учитывая, что координационное число Ag^+ -иона равно 2.

На основании своих наблюдений и значений произведений растворимости галогенидов серебра объяснить различие их растворимости в аммиаке.

б) Получение комплексного основания серебра

К осадку оксида серебра прибавлять по каплям 2 н. раствор аммиака. Наблюдать растворение осадка вследствие образования растворимого комплексного основания серебра. Написать уравнение протекающей реакции.

в) Получение комплексных сульфита и тиосульфата серебра

В пробирку с раствором нитрата серебра прибавлять по каплям раствор тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и наблюдать растворение выпавшего вначале осадка тиосульфата серебра. Аналогично провести опыт взаимодействия нитрата серебра с сульфитом натрия. Написать уравнения реакций: а) взаимодействия нитрата серебра с тиосульфатом натрия с образованием тиосульфата серебра и с сульфитом натрия с выпадением в осадок сульфита серебра; б) растворения осадков в избытке осадителя, считая, что SO_3^{2-} -ион и $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ -ион монодентатны, а координационное число Ag^+ -иона равно 2.

Лабораторная работа № 3. Элементы подгруппы II A

Опыт 1. Взаимодействие магния с водой

Взять кусочек (1–2 см) магниевой ленты и очистить ее поверхность наждачной бумагой от налета оксида. В пробирку внести 6–7 капель дистиллированной воды и опустить в неё очищенный магний. Отметить отсутствие реакции при комнатной температуре. Нагреть пробирку небольшим пламенем горелки. Что наблюдается? Прибавить к полученному раствору одну каплю фенолфталеина. На образование каких ионов в растворе указывает появление окраски фенолфталеина? Описать наблюдаемое. Написать уравнение реакции взаимодействия магния с водой при нагревании.

Опыт 2. Взаимодействие магния с кислотами

В две пробирки опустить по небольшому кусочку магниевой ленты. В одну пробирку добавить несколько капель 2 н. раствора хлороводородной кислоты, в другую – такое же количество 2 н. раствора азотной кислоты. Что происходит с магнием? Какой газ выделяется:

- а) при взаимодействии магния с хлороводородной кислотой,
- б) с азотной кислотой?

Опыт 3. Получение гидроксида магния и его растворение в кислоте и солях аммония

Внести в две пробирки по 3 капли раствора соли магния и в каждую из них добавить по 4 капли раствора едкого натра. В одну из пробирок, помешивая содержимое стеклянной палочкой, прибавить по каплям 2 н. раствор хлороводородной кислоты до полного растворения осадка. Прибавляя кислоту, отсчитывать число добавляемых капель. В другой пробирке таким же способом (помешивая стеклянной палочкой и считая добавляемые капли)

растворить осадок гидроксида магния в 2 н. растворе хлорида аммония. В каком случае для растворения осадка потребовалось большее количество реактива?

Написать уравнения реакций получения гидроксида магния и его растворения в кислоте и в растворе соли аммония. Пользуясь правилом произведения растворимости, объяснить растворение гидроксида магния в хлориде аммония и в хлороводородной кислоте. В каком реактиве растворение гидроксида магния идет легче: в хлороводородной кислоте или в растворе хлорида аммония? Почему? Растворится ли гидроксид магния при добавлении: а) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, б) KCl ?

Опыт 4. Получение гидрокарбоната магния

В пробирку к 2–3 каплям раствора соли магния добавить раствор соды до образования осадка гидрокарбоната магния. Отметить выделение газа. Испытать отношение осадка основной соли магния к хлороводородной кислоте. Написать уравнения реакций получения гидрокарбоната магния и его растворения в кислоте.

Опыт 5. Получение оксида и гидроксида кальция

Поместить в пробирку кусочек мрамора и добавить к нему несколько капель воды. Наблюдаются ли какие-либо изменения? Внести в пробирку 1 каплю фенолфталеина. Появляется ли красная окраска? Второй кусочек мрамора поместить в сухой тигель и поставить прокалывать в горячую муфельную печь (Температура в муфельной печи должна быть около 910°C .) Через 20–25 мин тигельными щипцами перенести тигель в эксикатор и охладить его до комнатной температуры. После охлаждения вынуть тигель и полученный оксид кальция смочить 1–2 каплями дистиллированной воды. Что наблюдается? Добавить в тигель ещё 8–10 капель воды, размешать образовавшийся гидроксид кальция (гашёную известь) и дать осадку отстояться. 2–3 капли полученного раствора перенести пипеткой в пробирку и добавить 1 каплю фенолфталеина. Что наблюдается? Растворим ли гидроксид кальция в воде? Написать уравнения реакций разложения карбоната кальция при нагревании и взаимодействия оксида кальция с водой. Как называется раствор гидроксида кальция в воде?

Опыт 6. Получение карбоната и гидрокарбоната кальция

Наполнить пробирку на 1/2 её объёма известковой водой и пропустить в неё диоксид углерода. Отметить появление осадка карбоната кальция. Продолжать пропускать диоксид углерода до растворения осадка, которое происходит вследствие образования растворимого гидрокарбоната. Как называется вода, содержащая эту соль? Отметить наблюдаемые явления и

написать уравнения реакций образования карбоната кальция при взаимодействии диоксида углерода с известковой водой и растворения карбоната кальция под действием диоксида углерода и воды с образованием гидрокарбоната.

Опыт 7. Карбонаты щёлочноземельных металлов

Получить осадки карбонатов кальция, стронция и бария взаимодействием растворов соответствующих солей (3–4 капли) с раствором соды. Испытать отношение полученных карбонатов к хлороводородной кислоте. Кислоту добавлять осторожно по каплям. Написать уравнения протекающих реакций. Отметить растворимость карбонатов в кислоте.

Опыт 8. Сульфаты щёлочноземельных металлов

а) Получение сульфатов кальция, стронция и бария

В три пробирки внести по 2–3 капли растворов солей: в первую – соли кальция, во вторую – стронция, в третью – бария. В каждую пробирку добавить по 3–4 капли раствора сульфата натрия. Что наблюдается? Отметить различную скорость образования осадков сульфата бария и сульфата кальция. Чем это объясняется? Испытать действие хлороводородной кислоты на полученные сульфаты. Написать уравнения реакций образования сульфатов кальция, стронция, бария и выражение произведений растворимости сульфата и карбоната бария. Объяснить, пользуясь правилом произведения растворимости, почему карбонат бария растворяется в разбавленной хлороводородной кислоте, а его сульфат не растворяется.

б) Сравнительная растворимость сульфата и карбоната кальция

Получить сульфат кальция, добавив к 3–4 каплям раствора хлорида кальция 5–6 капель раствора сульфата натрия. Дать раствору отстояться и пипеткой перенести часть его в чистую пробирку. Убедиться в полноте осаждения, добавив еще одну каплю раствора сульфата натрия. В полученный прозрачный раствор внести несколько капель раствора соды. Что наблюдается? Записать данные опыта. Пользуясь правилом произведения растворимости и таблицей величин ПР, объяснить, почему раствор, после того как из него выпал осадок CaSO_4 , снова образует осадок при добавлении ионов CO_3^{2-} .

Опыт 9. Оксалаты щёлочноземельных металлов

Получить осадки оксалатов кальция, стронция и бария взаимодействием растворов соответствующих солей (3–4 капли) с таким же объёмом раствора оксалата аммония. Испытать действие хлороводородной кислоты на осадки оксалатов. Написать уравнения реакций образования оксалатов щёлочноземельных металлов и их растворения в HCl .

Опыт 10. Хроматы щёлочноземельных металлов

В три пробирки внести отдельно по 3–4 капли растворов солей кальция, стронция и бария. В каждую из них добавить по 4–5 капель раствора хромата калия. Хроматы каких металлов выпадают в осадок? Отметить их цвет. Испытать действие уксусной кислоты на осадки хроматов. Вновь получить осадок хромата бария и испытать действие на него хлороводородной кислоты. Что наблюдается? Написать уравнения реакций получения хроматов бария, стронция и кальция и их растворения в кислоте. Объяснить, почему хромат стронция растворяется в уксусной кислоте, а хромат бария почти нерастворим в ней, но растворяется в хлороводородной кислоте. Хромат какого металла наиболее растворим?

Опыт 11. Пероксид бария

а) Окислительные свойства пероксида бария

В фарфоровый тигелёк внести 3–4 микрошпателя пероксида бария и немного (на кончике микрошпателя) порошка диоксида марганца. Смесь тщательно размешать стеклянной палочкой, поставить тигель в треугольник и нагреть до сплавления. Сплав охладить и по его цвету убедиться в образовании манганата. Написать уравнение реакции.

б) Восстановительные свойства пероксида бария

В пробирку внести 6–7 капель раствора нитрата серебра и немного порошка пероксида бария. Отметить выделение газа и появление осадка металлического серебра. Какой газ выделяется? Написать уравнение реакции.

Опыт 12. Окрашивание пламени солями щёлочноземельных металлов

Проволочку или фарфоровую палочку внести в концентрированную хлороводородную кислоту, а затем прокалить в пламени горелки. При этом проволока очищается от загрязнений. Чистая проволока не должна окрашивать пламя. Очищенную проволоку опустить в насыщенный раствор хлорида бария и снова внести в пламя горелки. Отметить цвет пламени. Опыт повторить с насыщенными растворами хлоридов стронция и кальция. Перед каждым опытом проволочку промыть концентрированной хлороводородной кислотой и прокалить. Описать наблюдаемые явления.

Лабораторная работа № 4. Элементы подгруппы II В

Опыт 1. Растворение цинка в кислотах и щелочах

Налить в пробирку 4–5 капель 2 н. раствора серной кислоты, добавить 1 микрошпатель цинковой пыли и слегка подогреть. То же проделать с концентрированной серной кислотой (плотность 1,84 г/см³) и по запаху определить выделение сернистого газа. Таким же образом проверить растворимость цинка в 2 н. растворе хлороводородной кислоты и в 2 н. растворе едкой щёлочи. Описать наблюдаемое. Почему разбавленная и концентрированная H₂SO₄ по-разному реагирует с цинком? Какой элемент и в какой степени окисления является окислителем в том и в другом случае?

Опыт 2. Восстановительные свойства цинка

В фарфоровый тигелёк поместить немного цинковой пыли, прибавить 4 капли 0,5 н. раствора нитрата калия и 4–5 капель концентрированного раствора едкой щелочи. Осторожно нагревая (на асбестированной сетке), довести содержимое тигелька почти до кипения. Наблюдать выделение аммиака по запаху и по посинению в нем красной лакмусовой бумажки, смоченной водой. Какая соль цинка должна получиться в данных условиях? Написать уравнение реакции в молекулярном и ионном виде. Обратит внимание на высокую восстановительную способность цинка. Выписав соответствующие окислительно-восстановительные потенциалы, решить вопрос о том, будет ли цинк восстанавливать дихромат калия в кислой среде.

Опыт 3. Гидроксиды цинка и кадмия и их свойства

Налить в две пробирки по 3–4 капли раствора соли цинка, в две другие – столько же раствора соли кадмия. В каждую пробирку добавлять по каплям 2 н. раствор едкой щёлочи до появления белых студенистых осадков гидроксидов. Испытать отношение полученных гидроксидов к кислотам и щелочам. Какой вывод можно сделать о свойствах гидроксидов цинка и кадмия? Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной форме. Объяснить различие в свойствах гидроксидов.

Опыт 4. Сульфиды цинка и кадмия

В две пробирки, в одной из которых содержится 3–4 капли раствора соли цинка, а в другой – столько же раствора соли кадмия, добавить по 2–3 капли насыщенного раствора сульфида аммония. Отметить цвета образовавшихся осадков и добавить в каждую пробирку по одной капле 1 н. хлороводородной кислоты. Какой из сульфидов более растворим в кислоте? Пользуясь правилом произведения растворимости, объяснить различную растворимость сульфидов цинка и кадмия в кислоте. Написать уравнения реакций.

Опыт 5. Гидролиз солей цинка и кадмия

Поместить в одну пробирку несколько кристалликов соли цинка, в другую – столько же соли кадмия и растворить их в 1–2 каплях воды. Добавить в каждую пробирку по 2–3 капли раствора лакмуса и слегка подогреть. В третью пробирку налить 2–3 капли раствора лакмуса и 1–2 капли воды и сравнить цвет содержимого этой пробирки с окраской полученных растворов. На какую реакцию среды указывает окраска лакмуса в растворах солей? Написать в молекулярной и ионной форме уравнения процессов, вызывающих изменение окраски лакмуса.

Опыт 6. Комплексные соединения цинка и кадмия

Поместить в пробирку 1 каплю раствора соли цинка и добавить 2 капли 2 н. раствора аммиака. Осадок какого вещества образовался? К полученному осадку приливать по каплям избыток раствора аммиака до растворения осадка. Тот же опыт проделать с раствором соли кадмия. Написать уравнения реакций, считая, что характерным координационным числом для обоих ионов комплексообразователей является 4. Написать уравнения диссоциации полученных комплексных соединений и комплексных ионов, а также выражения констант их нестойкости.

Опыт 7. Взаимодействие солей ртути со щёлочью

В одну пробирку внести 3 капли раствора нитрата ртути (II), в другую – 3 капли раствора нитрата ртути (I). К каждому раствору прибавить по 2 капли 2 н. раствора едкой щёлочи и наблюдать осаждение в первой пробирке оксида ртути (II) HgO . Во второй пробирке осадок представляет собой смесь продуктов диспропорционирования оксида ртути (I): оксид ртути (II) и металлическую ртуть. Отметить цвета осадков, написать уравнения проделанных реакций.

Опыт 8. Получение малорастворимых солей ртути

а) Получение хлоридов ртути

В одной пробирке получить хлорид ртути (II), в другой – хлорид ртути (I), действуя 0,5 н. раствором хлорида натрия на соответствующие нитраты ртути. На основании наблюдения сделать вывод о сравнительной растворимости сулемы HgCl_2 и каломели Hg_2Cl_2 . Написать уравнения реакций.

б) Получение йодидов ртути

Получить йодид ртути (II) и йодид ртути (I), действуя 0,5 н. раствором йодида калия на соответствующие нитраты ртути в двух пробирках. Раствор йодида калия добавлять по одной капле до выпадения осадков. Отметить

цвета образовавшихся осадков. Написать уравнения реакций, учитывая, что ион Hg_2^{2+} склонен к диспропорционированию с образованием Hg^{2+} и свободной ртути.

в) Действие сероводорода на соли ртути

Опыт проводится в вытяжном шкафу! Подействовать сероводородной водой на растворы нитрата ртути (II) и нитрата ртути (I) в двух пробирках. Отметить цвета образовавшихся осадков. Написать уравнения проделанных реакций, учитывая, что для ртути (I) сульфид совершенно неустойчив и при действии на ее соль сероводородной воды сразу образуются сульфид ртути (II) и металлическая ртуть.

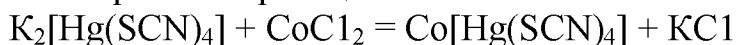
Опыт 9. Комплексные соединения ртути

а) Взаимодействие нитрата ртути (II) с избытком йодида калия

Поместить в пробирку 1–2 капли нитрата ртути (II) и осадить йодид ртути, добавив в пробирку 2 капли раствора йодида калия. Прибавить избыток йодида калия (10–12 капель). Что произошло с осадком? Что можно сказать о растворимости полученного комплексного соединения $\text{HgI}_2 \cdot 2\text{KI}$? Написать координационную формулу комплексного соединения $\text{HgI}_2 \cdot 2\text{KI}$, учитывая, что ион Hg^{2+} имеет координационное число 4. К полученному раствору добавить 2 капли раствора нитрата серебра. Какова растворимость полученного комплексного соединения $\text{Ag}_2[\text{HgI}_4]$? Ответить на вопросы, назвать обе комплексные соли и написать уравнения реакций в молекулярной и ионной форме. Написать выражение константы устойчивости полученного комплексного аниона.

б) Взаимодействие нитрата ртути (II) с избытком роданида калия

К 2–3 каплям раствора нитрата ртути (II) прилить 4–5 капель насыщенного раствора роданида калия. Написать координационную формулу образующегося растворимого комплексного соединения $\text{Hg}(\text{SCN})_2 \cdot 2\text{KSCN}$. Добавить 2–3 капли насыщенного раствора хлорида кобальта. При этом протекает реакция



Написать уравнение в ионной форме. Обратить внимание на цвет образовавшегося осадка. Привести названия полученных в опыте комплексных соединений.

в) Взаимодействие солей ртути с раствором аммиака

В одну пробирку поместить 2 капли раствора нитрата ртути (II), в другую – столько же нитрата ртути (I). В каждую пробирку добавить по 1–2 капли 2 н. раствора аммиака. Наблюдать в первой пробирке выпадение белого осадка нитрата меркураммония $[\text{Hg}_2\text{ONH}_2]\text{NO}_3$; во второй пробирке заметен чёрный осадок металлической ртути, которая образуется наряду с нитратом меркураммония по уравнению



В присутствии аммиака распад $\text{Hg}_2^{2+} \rightarrow \text{H}^{2+} + \text{Hg}$ так усиливается, что получить аммиачное производное ртути (I) практически невозможно.

В чем отличие реакции взаимодействия с аммиаком солей ртути от солей цинка и кадмия?

Опыт 10. Окислительные свойства солей ртути

Налить в пробирку 2 капли раствора нитрата ртути (II) и добавить 3 капли 0,5 н. раствора хлорида олова. Наблюдать после первой капли появление белого осадка каломели Hg_2Cl_2 . Через 3–4 мин осадок темнеет. Почему? Написать уравнения протекающих реакций.

Опыт 11. Восстановительные свойства солей ртути (I)

Поместить в фарфоровый тигель 7–8 капель раствора нитрата ртути (I), прибавить 2 капли концентрированной азотной кислоты (плотность $1,4 \text{ г/см}^3$) и кипятить 1–2 мин. Охладить жидкость и пипеткой перенести ее в пробирку. В другую пробирку поместить равный объем раствора нитрата ртути (I) и к обоим растворам прибавить по 2 капли насыщенного раствора хлорида натрия. В чём различие поведения обоих растворов? Чем это можно объяснить? Написать уравнения реакций.

Лабораторная работа № 5. Элементы подгруппы III A

Опыт 1. Получение ортоборной кислоты

В пробирку с 5–6 каплями горячего насыщенного раствора буры $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10 \text{ H}_2\text{O}$ внести 2–3 капли концентрированной серной кислоты. Отметить быстрое выпадение кристаллов борной кислоты. Написать уравнение реакции получения борной кислоты из тетрабората натрия и серной кислоты. Солью какой кислоты является тетраборат натрия? Написать формулу этой кислоты.

Опыт 2. Кислотные свойства борной кислоты

В трёх пробирках с 5–8 каплями дистиллированной воды растворить при нагревании по несколько кристалликов борной кислоты. В одну из пробирок прибавить 3–5 капель нейтрального раствора лакмуса. Отметить изменение его окраски. В другую пробирку внести кусочек магния. Отметить выделение газа. Какого? В третью пробирку опустить на несколько секунд полоску универсальной индикаторной бумаги и

сравнить её окраску с окраской эталонной шкалы. Сделать вывод о рН полученного раствора борной кислоты.

Написать:

- а) уравнение реакции взаимодействия борной кислоты с магнием,
б) уравнение диссоциации борной кислоты; в)
значение рН полученного раствора борной кислоты.

Сильным или слабым электролитом является борная кислота?

Опыт 3. Окрашивание пламени борной кислотой

Накалить в пламени горелки фарфоровую палочку, отметить цвет пламени. Опустить палочку в порошок борной кислоты и вновь внести в пламя (у края внешнего конуса). Какую окраску пламени даёт борная кислота?

Опыт 4. Гидролиз тетрабората натрия

В пробирку с 5-6 каплями нейтрального раствора лакмуса добавить 3–4 капли раствора тетрабората натрия. Как изменилась окраска лакмуса? Написать уравнения реакции ступенчатого гидролиза тетрабората натрия, учитывая, что в результате первой ступени гидролиза образуются ортоборная кислота и метаборат натрия, второй ступени – ортоборная кислота и едкий натр.

Опыт 5. Получение малорастворимых боратов

В три пробирки внести по 3-4 капли насыщенного раствора тетрабората натрия и добавить по несколько капель растворов: в первую – нитрата серебра, во вторую – сульфата меди, в третью – сульфата алюминия. Отметить цвета выпавших осадков. Написать уравнения протекающих реакций, учитывая, что во всех реакциях участвует вода и получается борная кислота, выпадающие осадки представляют собой в первой пробирке метаборат серебра, во второй – основную соль меди CuOHBO_2 (гидроксометаборат меди), в третьей пробирке – гидроксид алюминия. Почему в двух последних случаях не получились средние соли – борат меди и борат алюминия? Ответ объяснить, написав уравнения соответствующих реакций.

Опыт 6. Взаимодействие алюминия с кислотами

а) Взаимодействие алюминия с разбавленными кислотами

В три пробирки внести по 5–8 капель 2 н. растворов кислот: хлороводородной, серной, азотной. В каждую пробирку опустить по маленькому кусочку алюминиевой фольги. Во всех ли случаях протекает

реакция при комнатной температуре? Нагреть пробирки на водяной бане. Что наблюдается? Написать уравнения реакций. Какой газ выделяется при взаимодействии алюминия с разбавленной азотной кислотой? С разбавленной серной и хлороводородной?

б) Взаимодействие алюминия с концентрированными кислотами

Опыт проводится в вытяжном шкафу! Прodelать опыт, аналогичный предыдущему, заменив разбавленные кислоты концентрированными: хлороводородной (плотность 1,19 г/см³), серной (плотность 1,84 г/см³) и азотной (плотность 1,40 г/см³). Как протекают реакции при комнатной температуре? С какой кислотой алюминий не реагирует? Почему? Нагреть пробирки на водяной бане. Как влияет нагревание? Отметить наблюдаемые явления. Ответить на все вопросы. Написать уравнения реакций, учитывая, что азотная кислота при нагревании восстанавливается в основном до диоксида азота, а серная при комнатной температуре – до сернистого газа, при нагревании – до свободной серы. Влияет ли изменение концентрации хлороводородной кислоты на характер её взаимодействия с алюминием?

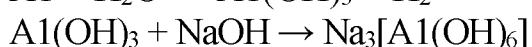
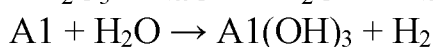
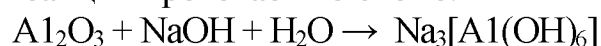
в) Пассивация алюминия

В пробирку с раствором хлороводородной кислоты (5–8 капель) опустить полоску алюминиевой фольги. Наблюдать выделение водорода. Вынуть алюминий из пробирки, ополоснуть водой и опустить в концентрированную азотную кислоту (плотность 1,40 г/см³) на 2–3 мин. Вынуть, ополоснуть водой и снова опустить в пробирку с хлороводородной кислотой. Выделяется ли водород? Растворяется ли алюминий? Что произошло с алюминием?

Опыт 7. Растворение алюминия в водном растворе щёлочи

Внести в пробирку полоску алюминиевой фольги и добавить 3–4 капли воды. Нагреть пробирку на водяной бане. Наблюдается ли выделение водорода? Добавить в пробирку 5–8 капель 2 н. раствора едкого натра. Отметить интенсивное выделение водорода. Отсутствие реакции алюминия с водой объясняется наличием на его поверхности плотной оксидной пленки, которая затрудняет доступ водородных ионов к поверхности металла. Добавленная щёлочь растворяет оксидную пленку с образованием гидроксиалюмината и создаёт возможность непосредственного взаимодействия алюминия с водой.

Реакция протекает по схеме:



Подобрать коэффициенты к уравнениям реакций.

Опыт 8. Влияние хлорид-иона на коррозию алюминия

Ион хлора является сильным активатором коррозии. Его присутствие в растворе способствует разрушению защитной плёнки оксида алюминия, вследствие чего коррозия усиливается. В две пробирки поместить по кусочку алюминия и добавить в одну из них 5–8 капель раствора сульфата меди, а в другую – столько же раствора хлорида меди. Отметить различный результат в обоих случаях: в то время как в первой пробирке алюминий остается почти без изменения, во второй он быстро покрывается налётом меди. Написать соответствующее уравнение реакции.

Опыт 9. Гидроксид алюминия, его получение и свойства

В две пробирки внести по 2–3 капли раствора соли алюминия и по 2–3 капли 2 н. раствора едкого натра до образования осадка гидроксида алюминия. В одну пробирку к полученному осадку прибавить 3–5 капель 2 н. раствора хлороводородной кислоты, в другую – столько же 2 н. раствора едкого натра. Что происходит в обоих случаях? Сделать вывод о свойствах гидроксида алюминия. Написать уравнения реакций получения гидроксида алюминия и его взаимодействия с хлороводородной кислотой и едким натром, учитывая, что в щелочной среде образуется комплексный анион $[Al(OH)_6]^{3-}$. Указать названия полученных соединений алюминия. Написать схему равновесия диссоциации гидроксида алюминия. Как изменяется концентрация ионов Al^{3+} и $[Al(OH)_6]^{3-}$ при добавлении кислоты? При добавлении щёлочи?

Опыт 10. Гидролиз солей алюминия

а) Гидролиз хлорида алюминия

В пробирку внести 5–6 капель нейтрального раствора лакмуса и 1–3 капли раствора хлорида алюминия. Отметить, как изменилась окраска лакмуса и объяснить причину этого изменения. Написать в молекулярном и ионном виде уравнение реакции гидролиза, протекающего преимущественно по первой ступени. Почему гидролиз этой соли не протекает до конца? Как можно уменьшить степень гидролиза этой соли?

б) Совместный гидролиз хлорида алюминия и сульфида аммония

Внести в пробирку 2–3 капли раствора соли алюминия и добавить столько же раствора сульфида аммония. Отметить выпадение осадка гидроксида алюминия и выделение сероводорода. Написать уравнение реакции совместного гидролиза двух солей. Почему в данном случае гидролиз протекает до конца? Произойдет ли в водном растворе аналогичная реакция, если сульфид аммония заменить сульфидом натрия? Возможно ли реакцией обмена между двумя соответствующими солями в водном растворе получить карбонат алюминия?

Лабораторная работа № 6. Элементы подгруппы IV A

Опыт 1. Адсорбция углём красящих веществ из раствора

В пробирку до половины её объёма налить светло-розовый раствор фуксина. Внести в раствор немного активированного угля. Плотно закрыть пробирку пальцем и энергично встряхивать её 2–3 мин. Дать раствору отстояться и отметить его обесцвечивание.

Опыт 2. Восстановительные свойства угля

а) Восстановление углём оксида меди

На листе бумаги смешать один объём порошка оксида меди с двумя объёмами порошка угля. Приготовленную смесь поместить в цилиндрическую пробирку, которую укрепить в штативе горизонтально. Нагреть смесь сильным пламенем горелки в течение 10–12 мин, наблюдая сильное раскаливание смеси. Охладив пробирку, высыпать ее содержимое на лист белой бумаги. Отметить цвет полученного продукта. Обратит внимание на блестящий красноватый налёт, образовавшийся на стенках пробирки, и объяснить его образование. Написать уравнение реакции.

б) Восстановление углём серной кислоты

В цилиндрическую пробирку поместить 2–3 капли концентрированной серной кислоты (плотность $1,84 \text{ г/см}^3$) и маленький кусочек угля. Укрепить пробирку в штативе и на маленьком пламени горелки осторожно подогреть её. Наблюдать выделение пузырьков газа. По запаху определить один из выделяющихся газов. Написать уравнение реакции, учитывая, что углерод окисляется до диоксида углерода. Какое вещество восстановилось?

Опыт 3. Получение диоксида углерода и его растворение в воде

Приготовить пробирку с нейтральным раствором лакмуса (5–6 капель). В микроколбочку положить 3–4 маленьких кусочка мрамора. Укрепив колбочку в штативе вертикально, внести в нее 5 капель воды и 10 капель концентрированной хлороводородной кислоты. Быстро закрыть колбочку пробкой с газоотводной трубкой. Конец трубки опустить в пробирку с нейтральным раствором лакмуса и пропускать газ 2–3 мин. Отметить изменение окраски лакмуса. Описать проделанную работу. Написать схему равновесия, существующего в водном растворе диоксида углерода. Как сместится это равновесие при добавлении в раствор щёлочи? Кислоты? Указать причину смещения равновесия в каждом случае.

Опыт 4. Малорастворимые карбонаты некоторых металлов

а) Получение карбонатов щёлочноземельных металлов и их растворение в уксусной кислоте

В трёх пробирках получить карбонаты кальция, стронция и бария взаимодействием растворов соответствующих солей с карбонатом натрия (по 3–4 капли). Дать растворам отстояться и, удалив пипеткой или кусочком фильтровальной бумаги часть жидкости, добавить к осадкам по одной капле уксусной кислоты. Что наблюдается? Отметить выпадение осадков, их цвет и растворение в уксусной кислоте, сопровождающееся выделением газа. Написать уравнения всех протекающих реакций.

б) Образование гидрокарбонатов некоторых металлов

К растворам солей магния, кобальта и кадмия (по 3–4 капли) добавить столько же раствора карбоната натрия. Отметить выпадение осадков гидрокарбонатов указанных металлов, их цвет и выделение пузырьков газа. Написать в молекулярном и ионном виде уравнения реакций, протекающих с участием воды.

Опыт 5. Гидролиз карбоната и гидрокарбоната натрия

В две пробирки внести по 3–4 капли нейтрального раствора лакмуса. В одну из пробирок добавить 1–2 капли раствора карбоната натрия, в другую – такое же количество раствора гидрокарбоната натрия. Отметить различие в окраске лакмуса. Написать в молекулярном и ионном виде уравнения реакции гидролиза первой и второй соли. В каком случае гидролиз протекает слабее? Почему?

Опыт 6. Влияние карбонат-иона на гидролиз некоторых солей

К растворам солей железа (III) и олова (II) (3–4 капли) добавить по 3–5 капель раствора карбоната натрия. Отметить выделение газа и образование осадков гидроксидов железа и олова. Написать уравнения реакций гидролиза указанных солей при добавлении к ним карбоната натрия. Почему в присутствии иона CO_3^{2-} гидролиз протекает практически до конца?

Опыт 7. Термическое разложение карбонатов

В одну пробирку внести немного (не более 1/8 пробирки) сухого гидрокарбоната меди, в другую – столько же сухого карбоната кальция (мела). Пробирку с солью меди укрепить в штативе горизонтально, слегка наклонив отверстием вниз. Закрыть её пробкой с изогнутой газоотводной трубкой, конец которой опустить в пробирку с известковой водой. Пробирку с солью нагревать маленьким пламенем горелки. Что происходит с известковой водой? Чем объяснить это явление? Каков состав образовавшегося осадка? Написать уравнения реакций разложения гидрокарбоната меди при нагревании и взаимодействия выделяющегося газа с известковой водой. Аналогичный опыт провести с карбонатом кальция. Прокаливание вести более

энергично и продолжительно. Наблюдать соответствующие явления. Отметить различие в термической устойчивости солей. Написать уравнения реакций.

Опыт 8. Получение геля и золя кремниевой кислоты

В одну пробирку внести 4-5 капель силиката натрия, в другую – 4-5 капель концентрированной хлороводородной кислоты (плотность 1,19 г/см³). Добавить в первую пробирку 6-7 капель 2 н. раствора хлороводородной кислоты, во вторую – 1-2 капли насыщенного раствора силиката натрия. Закрыть пробирки пальцем и встряхнуть их. Наблюдать образование геля кремниевой кислоты в первой пробирке и золя во второй. Полученный золь кремниевой кислоты нагреть маленьким пламенем горелки до перехода в гель. Как называется процесс перехода золя в гель? Какое значение имеет нагревание? Описать проделанную работу. Написать уравнение реакции получения кремниевой кислоты H_2SiO_3 .

Опыт 9. Соли кремниевой кислоты

а) Получение силиката натрия

Поставить тигель на фарфоровый треугольник, положить в него пинцетом кусочек едкого натра величиной с горошину. Нагреть тигель до полного расплавления щёлочи. В расплавленную массу внести один микрошпатель прокаленного силикагеля и снова нагреть массу до полного расплавления. Чтобы убедиться в получении соли кремниевой кислоты, провести следующий опыт. Тигель охладить, прибавить в него 5–8 капель дистиллированной воды и тщательно перемешать стеклянной палочкой. Несколько капель раствора перенести пипеткой в цилиндрическую пробирку. В раствор прибавить равный объём 2 н. раствора хлороводородной кислоты. Написать уравнения реакций получения силиката натрия и кремниевой кислоты условной формулы H_2SiO_3 .

б) Получение малорастворимых солей кремниевой кислоты

В 4 пробирки внести по 3–5 капель растворов солей: в первую – хлорида кальция, во вторую – нитрата кобальта, в третью – нитрата свинца, в четвёртую – сульфата меди. Добавить в каждую пробирку по 2–3 капли раствора силиката натрия. Отметить цвета осадков. Написать соответствующие уравнения реакций.

Опыт 10. Гидролиз силиката натрия

В две пробирки внести по 5-6 капель раствора силиката натрия, в одну из них добавить каплю фенолфталеина. Отметить появление красной окраски. На избыток какого иона это указывает? Во вторую пробирку добавить 4–5 капель раствора хлорида аммония. Отметить наблюдаемые явления и объяснить различие в степени гидролиза силиката натрия в чистой воде и в присутствии

хлорида аммония. Написать молекулярные и ионные уравнения обоих случаев гидролиза. Присутствие какого иона увеличило степень гидролиза во втором случае? Как уменьшить гидролиз силиката натрия?

Опыт 11. Восстановление оксида олова углём

Оксид олова (2-3 микрошпателя) смешать на кусочке бумаги с двойным количеством порошкообразного угля. Полученную смесь поместить в цилиндрическую пробирку, которую укрепить в штативе горизонтально. Нагревать смесь пламенем горелки в течение 10 мин. По охлаждении пробирки высыпать содержимое на бумагу и рассмотреть полученное олово. Написать уравнение реакции восстановления оксида олова углём.

Опыт 12. Восстановление олова (II) из раствора

В пробирку внести 5-6 капель раствора хлорида олова (II). Опустить в него маленький кусочек цинка. Отметить выделение металлического олова на поверхности цинка. Написать уравнение реакции в ионном виде.

Опыт 13. Взаимодействие олова с кислотами

а) Действие на олово разбавленных кислот

Опыт проводится в вытяжном шкафу! В три пробирки положить по маленькому кусочку металлического олова. В каждую из пробирок добавить отдельно по 4–6 капель 2 н. растворов кислот: хлороводородной, серной, азотной. Отметить медленное взаимодействие при комнатной температуре. Нагреть пробирки на водяной бане или на маленьком пламени горелки (осторожно!). Наблюдать выделение газа. Написать уравнения протекающих реакций, учитывая, что при взаимодействии олова с разбавленной азотной кислотой выделяется преимущественно NO, а олово окисляется во всех случаях до Sn^{2+} , образуя соответствующие соли. Какой газ выделяется при взаимодействии олова с разбавленной серной и хлороводородной кислотами?

б) Действие на олово концентрированных кислот

Опыт проводится в вытяжном шкафу! Раствор разбавленных кислот осторожно слить с олова, промыть его водой и в каждую пробирку добавить по 4-5 капель концентрированных кислот: в первую – хлороводородной (плотность $1,19 \text{ г/см}^3$), во вторую – серной (плотность $1,84 \text{ г/см}^3$), в третью – азотной (плотность $1,40 \text{ г/см}^3$). Как идут реакции при комнатной температуре? Нагреть пробирки на водяной бане или на маленьком пламени горелки (осторожно!). Отметить течение реакции при нагревании. Какой газ выделяется в первой пробирке? По запаху определить газ, выделяющийся во второй пробирке. Написать уравнения протекающих реакций, учитывая, что при взаимодействии с концентрированной серной кислотой олово окисляется до Sn(IV) с образованием $\text{Sn}(\text{SO}_4)_2$, а серная кислота восстанавливается до SO_2 . При взаимодействии олова с

концентрированной азотной кислотой образуется белый осадок β – оловянной кислоты сложного состава $x\text{SnO}_2 \cdot y\text{H}_2\text{O}$, которой условно приписывают формулу метаоловянной кислоты H_2SnO_3 . Азотная кислота восстанавливается при этом до NO_2 .

Опыт 14. Гидроксид олова (II) и его свойства

В две пробирки внести по 2-4 капли раствора хлорида олова (II). В каждую пробирку добавить по 2-5 капель 2 н. раствора едкого натра до образования осадка. К полученному гидроксиду олова добавить: в первую пробирку – 3-5 капель 2 н. раствора хлороводородной кислоты, во вторую – столько же 2 н. раствора едкого натра. Растворы размешать стеклянной палочкой или осторожно встряхивать пробирки в обоих случаях до растворения осадков. Отметить наблюдаемые явления и сделать вывод о свойствах гидроксида олова (II). Написать уравнения реакций получения гидроксида олова и его взаимодействия с кислотой и щёлочью, учитывая, что в щелочном растворе образуется комплексный анион $[\text{Sn}(\text{OH})_4]^{2-}$ (тетрагидроксостаннат(II)-анион). Какие ионы олова находятся преимущественно в растворе при $\text{pH} < 7$? При $\text{pH} > 7$?

Опыт 15. Гидролиз хлорида олова (II)

Налить в пробирку 1-4 капли воды и опустить в нее 2-3 кристаллика хлорида олова (II). Размешать содержимое стеклянной палочкой до полного растворения кристаллов. К полученному прозрачному раствору добавить еще 5-6 капель воды. Отметить образование осадка гидроксохлорида олова (II) – SnOHCl . Прибавлением какого реактива можно уменьшить гидролиз хлорида олова? Проверить свое заключение опытом. Что наблюдается? Написать уравнения всех протекающих реакций. Объяснить влияние добавления воды и кислоты на степень гидролиза этой соли.

Опыт 16. Восстановительные свойства соединений олова (II)

а) Восстановление перманганата калия хлоридом олова

В пробирку с раствором перманганата калия (3-5 капель) добавить 1-2 капли 2 н. раствора хлороводородной кислоты и 3-4 капли раствора соли олова. Что наблюдается? Написать уравнение реакции, протекающей с образованием хлорида марганца (II). В какую степень окисления переходит олово?

б) Восстановление дихромата калия

К раствору хлорида олова (II) добавить 1-3 капли хлороводородной кислоты. К подкисленному раствору по каплям прибавлять дихромат калия (2-3 капли). Наблюдать появление зелёной окраски вследствие восстановления иона $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ в ион Cr^{3+} . Написать уравнение протекающей реакции.

в) Восстановление хлорида железа (III)

В две пробирки внести по 1-2 капли раствора хлорида железа (III) и гексацианоферрата (III) калия $K_3[Fe(CN)_6]$ (реактив на ион Fe^{2+}). В обе пробирки добавить воды. Отметить окраску полученных растворов. Одну пробирку сохранить для сравнения, в другую добавить 2-3 капли раствора хлорида олова (II) и наблюдать в ней появление синей окраски вследствие образования $Fe_3[Fe(CN)_6]_2$. Почему отсутствует синяя окраска в первой пробирке? Написать уравнения протекающей окислительно-восстановительной реакции и реакции образования гексацианоферрата (III) железа (II).

Опыт 17. Сульфид олова (II) и его свойства

Опыт проводится в вытяжном шкафу! В две пробирки внести по 2-3 капли раствора хлорида олова (II) и по 5-6 капель свежеприготовленной сероводородной воды. Отметить образование осадка сульфида олова и его цвет. Дать осадку отстояться и удалить полоской фильтровальной бумаги избыток жидкости из обеих пробирок. Прибавить к осадку в одной пробирке 3-4 капли свежеприготовленного сульфида аммония, к осадку в другой пробирке – столько же раствора дисульфида аммония $(NH_4)_2S_2$. Обе пробирки энергично встряхнуть несколько раз или размешать растворы стеклянной палочкой. В каком случае происходит растворение осадка? Написать уравнения реакции:

а) получения сульфида олова (II);

б) взаимодействия сульфида олова (II) с дисульфидом аммония в две стадии, учитывая, что сульфид олова (II) окисляется дисульфидом аммония до SnS_2 , который затем растворяется в сульфиде аммония, образуя тиостаннат аммония $(NH_4)_2SnS_3$.

Отметить и объяснить различия в свойствах сульфидов олова (II) и олова (IV).

Опыт 18. Гидроксид олова (IV) и его свойства

В две пробирки внести по 2-4 капли раствора хлорида олова (IV) и по 2-4 капли 2 н. раствора едкого натра (до выпадения осадка). К полученному осадку добавить в одну пробирку несколько капель хлороводородной кислоты, в другую – несколько капель едкого натра (в обоих случаях до растворения осадка). Написать уравнения реакций получения гидроксида олова (IV) и его взаимодействия с кислотой и щёлочью, учитывая, что в щелочной среде образуется ион гексагидроксостанната (IV) $[Sn(OH)_6]^{2-}$. Отметить свойства гидроксида олова (IV). Как изменяется концентрация ионов Sn^{4+} и $[Sn(OH)_6]^{2-}$ при добавлении щёлочи? Кислоты? Следует отметить, что в сильноокислой среде при избытке кислоты образуется ион $[SnCl_6]^{2-}$.

Опыт 19. Сульфид олова (IV) и его свойства

а) Получение сульфида олова (IV)

Опыт проводится в вытяжном шкафу! К раствору хлорида олова (IV) (1-2 капли) добавить свежеприготовленной сероводородной воды. Отметить цвет полученного осадка и написать уравнение соответствующей реакции.

б) Получение тиосоли олова

Полученному в предыдущем опыте осадку дать отстояться и, удалив полоской фильтровальной бумаги избыток жидкости, добавить к нему 5–6 капель сульфида аммония. Закрыв пробирку пальцем, энергично встряхнуть её до полного растворения дисульфида олова, протекающего с образованием тиостанната аммония $(\text{NH}_4)_2\text{SnS}_3$. Растворился ли осадок сульфида олова (II) в сульфиде аммония? Написать уравнение реакции.

в) Разрушение тиостанната аммония в кислой среде

К раствору тиосоли олова, полученному в предыдущем опыте, добавить 2–3 капли концентрированной хлороводородной кислоты. Какое вещество выпало в осадок? Какой газ выделяется? Отметить наблюдаемые явления. Написать уравнение реакции взаимодействия тиостанната аммония с хлороводородной кислотой в молекулярном и ионном виде. В какой среде устойчивы тиосоли – кислой или щелочной? Чем объясняется различие в свойствах сульфидов SnS и SnS_2 ?

Опыт 20. Восстановление иона свинца (II) из раствора

В пробирку поместить кусочек цинка и прибавить 5–6 капель раствора нитрата или ацетата свинца. Наблюдать выделение свинца в виде блестящих кристаллов. Написать уравнение реакции в ионной форме. Какими металлами можно заменить в этом опыте цинк?

Опыт 21. Взаимодействие свинца с кислотами

а) Действие на свинец разбавленных кислот

Опыт проводится в вытяжном шкафу! В три пробирки поместить по маленькому кусочку свинца и прилить по 5–8 капель 2 н. растворов кислот: в первую – хлороводородной, во вторую – серной, в третью – азотной. Нагреть пробирки маленьким пламенем горелки. Во всех ли пробирках протекает реакция? После охлаждения растворов в каждую пробирку добавить по 2–3 капли раствора йодида калия. В каком случае выпал осадок йодида свинца? На основании опыта сделать вывод, в какой из взятых кислот свинец практически растворяется. Объяснить причину различного отношения свинца к указанным кислотам. Ответить на вопросы. Написать уравнение реакции, учитывая, что при взаимодействии свинца с разбавленной азотной кислотой выделяется преимущественно NO.

б) Действие на свинец концентрированных кислот

Опыт проводится в вытяжном шкафу! Осторожно вылить раствор кислот из всех пробирок, ополоснуть свинец водой и подействовать на него концентрированными кислотами: хлороводородной (плотность 1,19 г/см³) серной (плотность 1,84 г/см³) и азотной (плотность 1,40 г/см³), добавляя их раздельно в каждую пробирку по 3-5 капель. Отметить, как протекают реакции при комнатной температуре. Нагреть пробирки на водяной бане или на маленьком пламени горелки (осторожно!). Что наблюдается? Отметить образование NO₂ при взаимодействии свинца с концентрированной азотной кислотой и SO₂ при взаимодействии с концентрированной серной кислотой. После охлаждения растворов добавить к ним по 2-4 капли воды и по 2-3 капли йодида калия. Сделать вывод, в какой из кислот свинец наиболее растворим. Написать уравнения соответствующих реакций, учитывая, что свинец во всех случаях окисляется до Pb(II), давая с концентрированной серной кислотой Pb(HSO₄)₂. Какое соединение свинца получается при взаимодействии с азотной кислотой? Влияет ли на характер реакции концентрация хлороводородной кислоты?

Опыт 22. Гидроксид свинца (II) и его свойства

В две пробирки поместить по 2-3 капли раствора соли свинца и добавить в каждую по несколько капель 2 н. раствора едкого натра до выпадения осадка. Исследовать свойства полученного гидроксида свинца, добавив в одну пробирку несколько капель 2 н. раствора азотной кислоты, в другую – 2 н. раствора едкого натра. Размешать растворы стеклянной палочкой или осторожно встряхивать пробирки до растворения осадков в обоих случаях. На основании результатов опыта сделать вывод о свойствах гидроксида свинца. Написать уравнения реакций получения гидроксида свинца, его диссоциации и растворения в кислоте и щёлочи, учитывая образование в щелочной среде комплексного аниона [Pb(OH)₆]⁴⁻ (гексагидроксоплюмбат (II)). Почему в данном опыте следует пользоваться азотной кислотой, а не хлороводородной или серной?

Опыт 23. Получение некоторых малорастворимых солей свинца (II)

Опыт проводится в вытяжном шкафу! В четыре пробирки раздельно внести 2-4 капли 2 н растворов серной и хлороводородной кислот, раствора йодида калия и сероводородной воды. В каждую пробирку добавить по 2-3 капли раствора соли свинца. Отметить образование осадков и их цвет. Во все пробирки добавить по 2-3 капли воды и нагреть на водяной бане. Отметить растворение хлорида и йодида свинца при нагревании. Опустить пробирки с раствором в стакан с холодной водой и после охлаждения наблюдать снова образование осадков хлорида и йодида свинца. Растворяются ли при нагревании сульфат и сульфид свинца? Написать уравнения всех протекающих реакций.

Опыт 24. Гидролиз солей свинца (II)

Опустить в пробирки 2-3 кристаллика нитрата свинца и добавить 4-5 капель воды. Размешать содержимое стеклянной палочкой до полного растворения кристаллов и добавить нейтральный раствор лакмуса. Что наблюдается? Какая среда в растворе нитрата свинца? Нагреть слегка раствор и, добавив к нему такой же объём раствора карбоната натрия, снова нагреть. Наблюдать выпадение осадка соли $2\text{PbCO}_3 \cdot \text{Pb}(\text{OH})_2$. В какой кислоте можно растворить полученную соль? Проверить своё заключение опытом. Объяснить все наблюдаемые явления. Написать уравнение реакции гидролиза нитрата свинца по первой ступени. Как влияет добавление карбоната натрия на этот процесс? Написать уравнение реакции совместного гидролиза нитрата свинца и карбоната натрия.

Опыт 25. Окисление соединений свинца (II) пероксидом водорода

К раствору соли свинца (II) (2-3 капли) добавить 2-3 капли 40 % раствора едкого натра и 4-6 капель пероксида водорода. Полученный раствор $\text{Na}_4[\text{Pb}(\text{OH})_6]$ размешать стеклянной палочкой и нагреть на водяной бане или на маленьком пламени горелки. Наблюдать образование коричневого осадка диоксида свинца. Написать уравнения реакций взаимодействия нитрата свинца с избытком едкого натра и окисления полученного $\text{Na}_4[\text{Pb}(\text{OH})_6]$ пероксидом водорода. Можно ли $\text{Pb}(\text{II})$ окислить дихроматом калия? Какая степень окисления более характерна для свинца: +II или +IV?

Опыт 24. Амфотерные свойства диоксида свинца

а) Взаимодействие диоксида свинца с хлороводородной кислотой

Поместить в пробирку 2-3 микрошпателя диоксида свинца и добавить к нему несколько капель концентрированной хлороводородной кислоты. Нагреть слегка пробирку на водяной бане. Наблюдать появление жёлтой окраски, характерной для тетрахлорида свинца. Отметить проявление основных свойств диоксида свинца. Наблюдать выделение хлора по запаху и по посинению йодкрахмальной бумажки, поднесённой к отверстию пробирки. Написать уравнения реакций взаимодействия диоксида свинца с хлороводородной кислотой и разложения тетрахлорида свинца. Отметить его непрочность.

б) Взаимодействие диоксида свинца со щёлочью

В тигелёк поместить один микрошпатель диоксида свинца и 10-15 капель 40% раствора едкого натра. Поставить тигель на сетку и нагревать маленьким пламенем горелки, помешивая стеклянной палочкой, в течение 2-3 мин. После охлаждения перенести содержимое тигля в пробирку. Дать осадку осесть, и 5-6 капель раствора пипеткой перенести в чистую пробирку. Какой

ион свинца находится в растворе? Добавить к раствору несколько капель концентрированной хлороводородной кислоты (плотность 1,19 г/см³). Отметить появление желтой окраски, указывающей на образование тетрахлорида свинца. Описать проделанную работу и наблюдаемые явления. Написать уравнения реакций:

- а) взаимодействия диоксида свинца с едким натром, протекающего с образованием гексагидросоплюмбата (IV) натрия (в реакции участвует вода);
- б) взаимодействия гексагидросоплюмбата (IV) натрия хлороводородной кислотой,
- в) разложения тетрахлорида свинца.

Какие реакции из опытов а) и б) указывают на амфотерный характер диоксида свинца?

Опыт 27. Окислительные свойства диоксида свинца

а) Окисление сульфата хрома (III)

В пробирку с диоксидом свинца добавить 10 капель 40% раствора едкого натра. Пробирку нагреть на водяной бане или закрепить в штативе и осторожно нагреть на горелке. В горячий раствор внести 1 каплю раствора сульфата хрома и снова нагреть пробирку. Отметить появление жёлтой окраски раствора, характерной для иона CrO_4^{2-} . Написать уравнение реакции, учитывая, что сульфат и хромат свинца (II), малорастворимые в воде, растворимы в едких щелочах с образованием гексагидросоплюмбатов (II).

б) Окисление йодида калия

В пробирку внести один микрошпатель порошка диоксида свинца, 3-5 капель 2 н. раствора серной кислоты и 5-6 капель раствора йодида калия. Нагреть пробирку маленьким пламенем горелки или на водяной бане. Отметить изменение цвета раствора. Перенести стеклянной палочкой каплю этого раствора в пробирку с 8-10 каплями раствора крахмала. Отметить появление синей окраски. Написать уравнение реакции взаимодействия диоксида свинца с йодидом калия в кислой среде.

в) Окисление сульфата марганца (II)

В пробирку поместить очень немного (на кончике микрошпателя) диоксида свинца, добавить 6-8 капель 2 н. раствора азотной кислоты и одну каплю раствора соли марганца (II). Содержимое пробирки осторожно прокипятить. При избытке диоксида свинца пробирку поставить в штатив и дать раствору отстояться. Отметить окраску полученного раствора. Написать уравнение реакции, учитывая, что образовались марганцовая кислота и соль свинца (II).

Лабораторная работа № 7. Элементы подгруппы VA

Опыт 1. Получение аммиака, его взаимодействие с водой и хлороводородом

Поместить в фарфоровый тигель по 3-4 микрошпателя сульфата аммония и гидроксида кальция. Стеклопалочкой тщательно перемешать смесь и небольшое её количество поместить в цилиндрическую пробирку (около 1/2 объёма). Отметить запах аммиака. Пробирку укрепить в штативе, закрыв пробкой с отводной трубкой, конец которой опустить в коническую пробирку, на 2/3 объёма заполненную водой. На слабом пламени горелки нагревать смесь 3-5 минут, пропуская аммиак в воду, после чего пробирку с полученным раствором отставить, закрыть пробкой и сохранить для следующего опыта, а к отверстию отводной трубки поднести стеклянную палочку, смоченную концентрированной хлороводородной кислотой (плотность 1,19 г/см³), затем влажную красную лакмусовую бумажку. Описать наблюдаемые явления и объяснить их. Написать уравнения реакции получения аммиака и взаимодействия с водой и хлороводородом.

Опыт 2. Равновесие в водном растворе аммиака

В две пробирки налить раствор аммиака. В одну из них добавить каплю фенолфталеина. Отметить окраску раствора. На присутствие каких ионов она указывает? Добавить в раствор 3-4 микрошпателя хлорида аммония и размешать раствор. Как изменилась интенсивность окраски? Почему? К раствору аммиака во второй пробирке добавить 5-6 капель раствора сульфата алюминия. Отметить исчезновение запаха аммиака. Написать:

а) схему равновесия в водном растворе аммиака; б) молекулярное и ионное уравнения реакции взаимодействия сульфата алюминия с водным раствором аммиака. Указать, в каком направлении смещается равновесие в водном растворе аммиака при добавлении к нему хлорида аммония, сульфата алюминия. Как при этом изменяется концентрация компонентов данной равновесной системы: OH^- -иона, NH_4^+ -иона, NH_3 . В каком направлении сместится равновесие данной системы при добавлении хлороводородной кислоты? Почему?

Опыт 3. Восстановительные свойства аммиака

В три пробирки внести отдельно по 3-4 капли растворов: а) бромной воды; б) перманганата калия; в) дихромата калия. В каждую пробирку добавить по 3-5 капель 25% раствора аммиака. В каждом случае растворы слегка подогреть до изменения их окраски. Написать соответствующие уравнения реакций, учитывая, что в каждом случае аммиак в основном окисляется до молекулярного азота, KMnO_4 восстанавливается до MnO_2 , а $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ – до Cr_2O_3 . Во всех случаях отметить изменение окраски растворов.

Опыт 4. Гидролиз солей аммония

В три пробирки налить по 5-6 капель нейтрального раствора лакмуса. В каждую из пробирок отдельно добавить по 2-3 микрошпателя кристаллов хлорида, нитрата и ацетата аммония. Каждый раствор перемешать чистой стеклянной палочкой. Отметить изменение окраски лакмуса в каждом случае.

Написать в молекулярном и ионном виде соответствующие уравнения реакций гидролиза.

Опыт 5. Восстановительные и окислительные свойства нитритов

В три пробирки внести по 3-4 капли: в первую – йодида калия, во вторую – перманганата калия, в третью – дихромата калия. Во все пробирки добавить по 2-4 капли 2 н. раствора серной кислоты и 4-5 капель раствора нитрита калия. Отметить изменение окраски растворов в каждом случае. Написать уравнения протекающих реакций, учитывая, что в первой пробирке нитрит калия восстанавливается до NO, во второй KMnO_4 переходит в сульфат марганца (II), в третьей $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ переходит в сульфат хрома (III). В какое соединение переходит при этом нитрит калия? Указать, в каком случае он является окислителем, в каком – восстановителем. Почему нитриты могут проявлять те и другие свойства?

Опыт 6. Окислительные свойства азотной кислоты

Опыт проводится в вытяжном шкафу! Внести в пробирку 3-4 капли концентрированной азотной кислоты (плотность $1,4 \text{ г/см}^3$) и маленький кусочек медной стружки. В другую пробирку внести 2 капли раствора азотной кислоты (плотность $1,12 \text{ г/см}^3$) и 2 капли воды. Полученный раствор размешать стеклянной палочкой, после чего внести в него также кусочек медной стружки. Пробирку с разбавленной азотной кислотой слегка подогреть. Обе пробирки держать на белом фоне. Отметить различие течения реакций в обоих случаях. Какой газ выделится в первой пробирке, какой – во второй? Написать уравнения соответствующих реакций. Чем объяснить легкое пожелтение выделившегося газа во второй пробирке в начале реакции?

Опыт 7. Термическое разложение нитратов

Опыт проводится в вытяжном шкафу! Все нитраты при нагревании разлагаются с выделением свободного кислорода, вследствие чего в расплаве являются сильными окислителями. При этом нитраты щелочных металлов переходят в нитриты, а нитриты щелочноземельных и тяжёлых металлов разлагаются с образованием их оксидов и диоксида азота. Нитраты малоактивных металлов с положительным электродным потенциалом разлагаются с выделением металлов и также диоксида азота. Во всех случаях протекают внутримолекулярные окислительно–восстановительные реакции.

а) Разложение нитрата калия

В цилиндрическую пробирку поместить 3-4 кристаллика нитрата калия. Пробирку укрепить в штативе вертикально и нагревать на пламени горелки до расплавления соли и начала выделения пузырьков газа. Внести в пробирку тлеющую лучинку. Какой газ выделится? Продолжать нагревание до полного прекращения выделения пузырьков газа. Доказать образование нитрата калия при разложении нитрата. Для этого по охлаждению пробирки внести в неё 4-6 капель воды и, помешивая стеклянной палочкой, растворить твёрдый

остаток. По 2-3 капли полученного раствора внести в две пробирки, в одной из которых содержится 3-4 капли раствора йодида калия, подкисленного 2 каплями 2 н. серной кислоты, а в другой – 3-4 капли подкисленного раствора перманганата калия. Отметить, как изменилась окраска растворов в первом и во втором случаях. Проверить, взаимодействует ли KNO_3 с KI . Написать уравнения всех протекающих реакций.

б) Разложение нитрата свинца

В цилиндрическую пробирку поместить 1-2 микрошпателя сухой соли нитрата свинца. Пробирку укрепить в штативе горизонтально и осторожно нагреть. Наблюдать окраску выделяющихся газов. Сделать вывод о составе газообразных продуктов разложения нитрата свинца. Какой газ выделился кроме кислорода? Какое вещество осталось в пробирке? Указать его цвет и написать формулу. Написать уравнение реакции разложения нитрата свинца. Указать окислитель и восстановитель.

Опыт 8. Ортофосфаты некоторых металлов

а) Получение гидрофосфата кальция

Внести в пробирку по 4-5 капель растворов хлорида кальция и гидрофосфата натрия Na_2HPO_4 . Отметить цвет выпавшего осадка. Написать уравнение в молекулярной и ионной форме.

б) Осаждение фосфатов железа и алюминия в присутствии ацетата натрия

В две пробирки внести 3-4 капли растворов солей: в первую – хлорида железа (III), во вторую – хлорида или сульфата алюминия. Добавить в каждую из пробирок по 2-3 капли растворов ацетата натрия и гидрофосфата натрия Na_2HPO_4 . Отметить цвет выпавших осадков. В данном случае в растворах солей алюминия и железа (III), буферированных ацетатом натрия, получают средние фосфаты этих металлов, нерастворимые в уксусной кислоте:



Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной форме.

Опыт 9. Гидролиз ортофосфатов натрия

В три пробирки внести по 5-6 капель раствора нейтрального лакмуса. Одну пробирку оставить как контрольную, во вторую добавить 3-4 кристалла фосфата натрия, в третью – столько же дигидрофосфата натрия. Содержимое второй и третьей пробирок тщательно размешать чистыми стеклянными палочками до полного растворения солей. Отметить изменение окраски лакмуса по сравнению с окраской в контрольной пробирке. На увеличение концентрации каких ионов указывает изменение окраски лакмуса при растворении фосфата натрия и дигидрофосфата натрия? Написать уравнение первой ступени гидролиза фосфата натрия в молекулярной и ионной форме.

Опыт 10. Гидроксиды сурьмы (III) и висмута (III) и их свойства

В две пробирки внести по 3-4 капли раствора хлорида сурьмы (III), в две другие – столько же раствора нитрата висмута. Во все четыре пробирки

прибавить по 3-5 капель 2 н. раствора щелочи до выпадения осадков. В одну из пробирок с осадком гидроксида сурьмы добавить несколько капель 2 н. раствора хлороводородной кислоты, в другую – щелочи. Наблюдать растворение осадков в обоих случаях. Прodelать аналогичные опыты с гидроксидом висмута, заменив хлороводородную кислоту азотной. В обоих ли случаях растворился осадок $\text{Bi}(\text{OH})_3$? Отметить наблюдаемые явления во всех случаях и сделать выводы о свойствах гидроксидов сурьмы и висмута. Написать в молекулярном и ионном виде уравнения реакций получения указанных гидроксидов и их взаимодействия с кислотой и щелочью, учитывая, что в избытке щелочи гидроксид сурьмы образует комплексный анион $[\text{Sb}(\text{OH})_6]^{3-}$ – гексагидроксоантимонат (III) анион. В какой среде наиболее устойчив этот анион? В какой среде устойчив катион Sb^{3+} ?

Опыт 11. Гидролиз солей

В две пробирки раздельно внести по 3-5 капель 0,5 н. растворов хлоридов сурьмы и висмута. К каждому из растворов добавить по 5-10 капель воды. Размешать растворы стеклянной палочкой, наблюдать их помутнение и дальнейшее выпадение осадков основных солей. Написать в молекулярном и ионном виде уравнение реакций гидролиза хлоридов сурьмы и висмута, протекающих с образованием основных солей $\text{Sb}(\text{OH})_2\text{Cl}$ и $\text{Bi}(\text{OH})_2\text{Cl}$, которые, отщепляя воду, переходят в хлорид оксосурьмы SbOCl и хлорид оксовисмута BiOCl . Которая из солей гидролизована сильнее? Ответ мотивировать.

Опыт 12. Сульфиды сурьмы (III) и висмута (III) и их свойства

а) Получение сульфида и тиосоли сурьмы (III)

Опыт проводится в вытяжном шкафу! В пробирку с раствором хлорида сурьмы (1-2 капли) добавить 5-8 капель сероводородной воды. Отметить цвет образовавшегося осадка сульфида сурьмы. Дать осадку отстояться и, удалив пипеткой или кусочком фильтровальной бумаги избыток жидкости, добавить к нему 4-5 капель сульфида аммония или натрия. Перемешать содержимое пробирки стеклянной палочкой и наблюдать растворения осадка, протекающее с образованием соли тиосурьмянистой кислоты $(\text{NH}_4)_3\text{SbS}_3$. К полученному раствору прибавить 5–6 капель 2 н. раствора хлороводородной кислоты, слегка нагреть смесь и отметить снова выпадение осадка сульфида сурьмы (III). Что происходит с тиосолью в кислой среде? Написать в ионной и молекулярной форме уравнения реакций получения сульфида сурьмы (III), соли тиосурьмянистой кислоты и ее разрушения в кислой среде.

б) Сульфид висмута и его свойства

Опыт проводится в вытяжном шкафу! В две пробирки внести по 1-2 капли раствора соли висмута и в каждую добавить по 4–5 капель сероводородной воды. Отметить цвет осадка. В одну из пробирок с полученным сульфидом висмута добавить 3-4 капли сульфида аммония. Результат опыта сравнить с результатом соответствующего опыта с

сульфидом сурьмы. В другую пробирку с сульфидом висмута добавить 2-3 капли концентрированной азотной кислоты. Наблюдать растворение осадка. Если осадок растворяется медленно, пробирку слегка подогреть. Описать проделанную работу. Написать уравнения реакции получения сульфида висмута. Отметить различие в свойствах сульфида сурьмы и сульфида висмута по отношению к избытку сульфида аммония. Чем объяснить это различие? Написать уравнение реакции растворения сульфида висмута в азотной кислоте, учитывая, что при этом образуется сульфат висмута (III), а азотная кислота восстанавливается до оксида азота.

Опыт 13. Восстановительные свойства соединений сурьмы (III) и висмута (III)

В две пробирки поместить по 2-3 капли перманганата калия и 2 н. раствора хлороводородной кислоты. В одну из пробирок добавить 3-5 капель раствора хлорида сурьмы, а в другую – столько же раствора нитрата висмута. Отметить обесцвечивание раствора в первой пробирке. Протекает ли аналогичная реакция во втором случае?

Написать уравнение реакции восстановления перманганата калия до хлорида марганца (II) и окисление SbCl_3 до $\text{H}[\text{SbCl}_6]$. Отметить различную восстановительную способность ионов Sb^{3+} и Bi^{3+} .

Опыт 14. Восстановление соли висмута (III)

В пробирку внести одну каплю раствора хлорида олова (II) и 5-6 капель 2 н. раствора едкого натра до полного растворения, выпавшего вначале осадка гидроксида олова (II). К полученному раствору добавить одну каплю раствора соли висмута (III). Отметить выпадение черного осадка металлического висмута. Написать уравнение реакции, учитывая, что олово (IV) в щелочной среде образует комплексный анион $[\text{Sn}(\text{OH})_6]^{2-}$, дающий соль $\text{Na}_2[\text{Sn}(\text{OH})_6]$ – гексагидроксостаннат (IV) натрия. Указать окислитель и восстановитель.

Опыт 15. Окислительные свойства соединений висмута (V)

В коническую пробирку внести 1–2 капли раствора сульфата марганца (II), 2-3 капли 2 н. раствора азотной кислоты и один микрошпатель порошка висмутата натрия. Отметить появление фиолетовой окраски, характерной для перманганат-иона. Написать уравнение реакции, учитывая, что висмутат натрия переходит в нитрат висмута (III), а сульфат марганца (II) – в марганцовую кислоту.

Лабораторная работа № 8. Элементы подгруппы VI A

Опыт 1. Получение малорастворимых сульфидов

В две пробирки внести отдельно по 3-4 капли растворов сульфата марганца и нитрата свинца. В каждый раствор добавить по 2-4 капли сульфида аммония. Наблюдать выпадение осадков сульфида марганца и сульфида

свинца. К полученным осадкам прибавить по 2-3 капли 2 н. раствора азотной кислоты. Какой сульфид растворился? Возможно ли его образование в кислой среде? В две другие пробирки с растворами тех же солей марганца и свинца добавить по 3-4 капли сероводородной воды. В каком случае осадка не наблюдалось? Почему? Написать в молекулярном и ионном виде уравнения реакций получения сульфидов марганца и свинца. Указать цвет осадков. Написать уравнение реакции растворения MnS в кислоте. Пользуясь значениями PP_{MnS} и PP_{PbS} , а также правилом произведения растворимости, объяснить различные результаты действия H_2S и $(NH_4)_2S$ на соль марганца и образование осадка PbS в обоих случаях.

Опыт 2. Восстановительные свойства SO_3^{2-} - иона

В пробирку, содержащую 5–6 капель раствора перманганата калия и 3-4 капли 2 н. раствора хлороводородной кислоты, прибавить несколько кристалликов сульфида натрия. Отметить обесцвечивание раствора в связи с переходом иона MnO_4^- в ион Mn^{2+} . В какое соединение при этом перешел сульфит натрия? Учитывая, что сульфит бария растворим в азотной кислоте, а сульфат бария нерастворим, убедитесь в переходе иона SO_3^{2-} в ион SO_4^{2-} , для чего в полученный раствор добавить 1-2 капли 2 н. азотной кислоты и столько же раствора хлорида бария. Какое соединение выпало в осадок? Отметить наблюдаемые явления и написать уравнения всех протекающих реакций.

Опыт 3. Дегидратирующие свойства серной кислоты

На листочке фильтрованной бумаги с помощью стеклянной палочки сделать надпись 2 н. раствором серной кислоты. Бумагу просушить, держа высоко над пламенем горелки. Отметить и объяснить почернение бумаги. Какое свойство проявляет концентрированная серная кислота в этом опыте?

Опыт 4. Взаимодействие серной кислоты с металлами

а) Взаимодействие разбавленной серной кислоты с металлами

В три пробирки внести по 5-8 капель 2 н. раствора серной кислоты и по 2–3 кусочка металлов: в первую – цинка, во вторую – железа, в третью – меди. Если реакция идет медленно, слегка подогреть пробирки небольшим пламенем горелки. В каком случае реакция не идет? Почему? Написать уравнения протекающих реакций. Какой элемент в этих реакциях является окислителем?

б) Взаимодействие концентрированной серной кислоты с медью

В тигель поместить 1-2 кусочка медной стружки и прилить 5-10 капель концентрированной серной кислоты (плотность $1,84 \text{ г/см}^3$). Тигель нагреть на асбестированной сетке небольшим пламенем горелки. Влажную синюю лакмусовую бумажку поднести к выделяющемуся газу. Отметить изменение окраски лакмусовой бумажки. По запаху (осторожно!) определить, какой газ выделяется. Содержимое тигля выпарить, охладить и растворить, прибавив в тигель 8–10 капель дистиллированной воды. Перенести пипеткой некоторое количество раствора в чистую пробирку. Отметить окраску раствора. Для

какого иона характерна эта окраска? Описать наблюдаемые явления. Написать уравнение реакции и указать, какой элемент в молекуле серной кислоты является окислителем.

в) Взаимодействие концентрированной серной кислоты с цинком

В тигель поместить немного цинковой пыли и налить 5-10 капель концентрированной серной кислоты (плотность 1,84 г/см³). Тигель нагреть небольшим пламенем горелки. К выделяющемуся газу над тиглем поднести фильтровальную бумагу, смоченную раствором ацетата или нитрата свинца. Объяснить появление темного пятна на этой бумаге. Описать наблюдаемые явления. Написать уравнения реакций взаимодействия концентрированной серной кислоты с цинком с образованием: а) сернистого газа; б) серы; в) сероводорода.

Опыт 5. Различная растворимость сульфита и сульфата бария в кислоте

В двух пробирках получить обменной реакцией сульфит и сульфат бария, для чего взять по 3-4 капли растворов соответствующих солей. Наблюдать образование осадков в обеих пробирках. Сравнить растворимость сульфита и сульфата бария в кислоте, добавив в обе пробирки по 1-2 капли 2 н. азотной кислоты. Что наблюдается? Можно ли при помощи этой реакции различить ионы SO_3^{2-} и SO_4^{2-} ? Написать уравнения реакций получения сульфата и сульфита бария и растворения последнего в кислоте.

Опыт 6. Тиосульфат натрия и его свойства

а) Неустойчивость тиосульфата в кислой среде

Внести в пробирку 5-6 капель раствора тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и 3-4 капли 2 н. серной кислоты. Отметить выпадение серы. По запаху определить, какой газ выделился.

Привести графическую формулу тиосульфата натрия. Написать уравнение реакции взаимодействия тиосульфата натрия с серной кислотой. Указать окислитель и восстановитель.

б) Восстановительные свойства тиосульфата натрия

В две пробирки внести отдельно по 5-6 капель бромной и йодной воды. В обе пробирки добавить по несколько капель тиосульфата натрия до обесцвечивания растворов. Написать уравнения протекающих реакций, учитывая, что бром окисляет тиосульфат до сульфата, при этом в реакции участвует вода. (Выделяющаяся сера является продуктом побочной реакции.) Йод окисляет тиосульфат до тетраионата $\text{Na}_2\text{S}_4\text{O}_6$. В какую степень окисления переходят при этом бром и йод? Может ли хлорная вода окислить тиосульфат натрия? Ответ мотивировать.

Опыт 7. Окисление йодида калия пероксодисульфатом аммония

В пробирку с раствором йодида калия (3-4 капли) прибавить столько же раствора пероксодисульфата аммония. Отметить изменение окраски раствора. Написать уравнение реакции.

Лабораторная работа № 9. Элементы подгруппы VI В

Опыт 1. Получение оксида хрома (III) разложением дихромата аммония

Поместить на асбестовую сетку 1/3 объема пробирки растёртого в порошок дихромата аммония. Раскалить железную проволоку на горелке и погрузить её в дихромат. Наблюдать бурное разложение соли. Какой цвет имеет полученный оксид хрома (III)? Написать уравнение реакции разложения, учитывая, что одновременно образуются азот и вода. Указать окислитель и восстановитель. К какому типу окислительно-восстановительных реакций относится данная реакция?

Опыт 2. Получение и свойства гидроксида хрома (III)

Получить в двух пробирках малорастворимый гидроксид хрома (III) взаимодействием раствора соли хрома (III) (3-4 капли) с 2 н. раствором щелочи (1-2 капли). Испытать отношение гидроксида хрома к кислоте и к избытку щёлочи, для чего добавлять в одну пробирку по каплям 2 н. раствор серной кислоты, в другую – 2 н. раствор щёлочи до растворения осадка. Написать уравнения реакций получения гидроксида хрома (III) и взаимодействия гидроксида хрома (III) с кислотой и со щёлочью, учитывая, что во втором случае получается комплексный анион $[\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-}$. Как называется соответствующая соль калия? При подкислении раствора происходит постепенное замещение гидроксидных лигандов в гидроксо-комплексе хрома (III) на молекулы воды с образованием аквакомплекса. При этом координационное число комплексообразователя не меняется. Сделать вывод о кислотно-основном характере гидроксида хрома (III).

Опыт 3. Гидролиз солей хрома (III)

а) Гидролиз сульфата хрома

Испытать действие сульфата хрома (III) на лакмусе, для чего в пробирку с 3-5 каплями раствора нейтрального лакмуса прибавить несколько кристалликов сульфата хрома до изменения окраски лакмуса. Написать в молекулярной и ионной форме уравнение реакции гидролиза. Какие вещества при этом получаются? Привести названия. Как можно ослабить гидролиз данной соли? Как усилить его?

б) Совместный гидролиз сульфата хрома и карбоната натрия

К 2-3 каплям раствора сульфата хрома (III) прибавлять по каплям карбонат натрия до образования осадка $\text{Cr}(\text{OH})_3$. Отметить выделение газа. Почему не получился карбонат хрома (III)? Какой газ выделялся? Написать молекулярное и ионное уравнения реакции. Какая форма гидролиза сульфата хрома имела место в данной реакции?

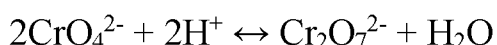
Опыт 4. Хроматы и дихроматы

а) Переход хромата калия в дихромат

К раствору хромата калия (3-4 капли) прибавлять по каплям 2 н. раствор серной кислоты. Отметить окраску взятого и полученного растворов и указать, какими ионами эти окраски обуславливаются. Написать уравнение реакции. Почему полученная соль относится к солям изополикислот?

б) Переход дихромата калия в хромат

К раствору дихромата калия (3-4 капли) прибавлять по каплям раствор щёлочи до изменения окраски. Написать уравнение реакции. Разобрать смещение равновесия



при добавлении кислоты, щелочи. Какой ион (CrO_4^{2-} или $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$) существует в растворах при $\text{pH} < 7$, при $\text{pH} > 7$?

Опыт 5. Получение хроматов бария, свинца и серебра

В три пробирки с раствором хромата калия (2-3 капли) прибавить по 2-3 капли растворов: в первую – хлорида бария, во вторую – нитрата свинца, в третью – нитрата серебра. Отметить цвета осадков. Написать в молекулярной и ионной форме уравнения реакций.

Опыт 6. Окислительные свойства хроматов

а) Окисление сероводорода

В раствор дихромата калия (4-5 капель), подкисленного 2 н. раствором серной кислоты (2-3 капли), вносить по каплям сероводородную воду до изменения окраски раствора. Отметить помутнение раствора. Написать уравнение реакции. Указать, какое соединение хрома получено и почему раствор помутнел. До какой степени окисления восстанавливается хром (VI)? По каким данным можно судить об этом?

б) Окисление йодида калия

К подкисленному серной кислотой раствору дихромата калия (4-5 капель) добавить 3-4 капли раствора йодида калия. Отметить изменение окраски. Доказать с помощью раствора крахмала выделение свободного йода, для чего в пробирку с 5-6 каплями крахмала внести одну каплю полученного в опыте раствора. Написать уравнение реакции.

в) Окисление хлороводородной кислоты

К раствору дихромата калия (2-3 капли) прибавить 10-12 капель концентрированной хлороводородной кислоты (плотность $1,19 \text{ г/см}^3$). Смесь нагреть до перехода оранжевой окраски в зелёную. Отметить выделение газа. Как изменилась степень окисления хрома? Какой газ выделился? Написать уравнение реакции окисления хлороводородной кислоты дихроматом калия.

Лабораторная работа № 10. Элементы подгруппы VII A

Опыт 1. Получение галогенов окислением галогенидов

а) Получение хлора

В две пробирки отдельно внести по 2-3 кристаллика KMnO_4 и $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. В обе пробирки добавить по 2-3 капли концентрированной хлороводородной кислоты (плотность $1,19 \text{ г/см}^3$). Вторую пробирку слегка подогреть. Наблюдать выделение хлора. Отметить окраску хлора. Написать уравнение протекающих реакций, учитывая, что дихромат калия переходит в хлорид хрома (III), а перманганат калия – в хлорид марганца (II). Указать окислитель и восстановитель.

б) Получение брома и йода

В две пробирки внести: в одну – 2-3 кристаллика бромиды калия или натрия и 1-2 микрошпателя диоксида марганца, в другую – такое же количество смеси йодида калия с диоксидом марганца. В каждую пробирку добавить по 2-3 капли концентрированной серной кислоты (плотность $1,84 \text{ г/см}^3$). Отметить выделение и цвет брома и йода в газообразном состоянии. Написать уравнение протекающих реакций, учитывая, что диоксид марганца переходит в сульфат марганца (II).

Опыт 2. Растворимость брома и йода в органических растворителях

В две пробирки отдельно внести по 2-3 капли бромной и йодной воды. Добавить в каждую пробирку по 5-6 капель какого-либо органического растворителя. Растворы перемешать стеклянной палочкой. Отметить окраску отстоявшихся слоёв в пробирках. (Органический растворитель экстрагирует бром и йод из водного раствора.) Какие галогены можно обнаружить при помощи этого опыта?

Опыт 3. Окислительные свойства галогенов их сравнительная активность

и

а) Окислительные свойства галогенов

В три пробирки внести по 3-5 капель хлорной, бромной и йодной воды. Добавить к хлорной воде несколько капель сероводородной воды до появления мути. К бромной и йодной воде добавить порошок магния или алюминия. Перемешать растворы стеклянной палочкой и отметить их обесцвечивание. Написать уравнение всех протекающих реакций. Какие свойства во всех случаях проявляют галогены?

б) Сравнение окислительных свойств галогенов

В одну пробирку внести 3-5 капель раствора бромиды натрия, в две другие – по 3-5 капель раствора йодида калия. Во все три пробирки добавить по 2-3 капли органического растворителя. В пробирки с раствором бромиды и йодида внести по 3-4 капли хлорной воды, в последнюю пробирку с раствором йодида

– столько же бромной воды. Содержимое пробирок перемешать стеклянной палочкой и по окраске полученного слоя органического растворителя установить, какой галоген выделяется в свободном виде в каждой из пробирок. Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной форме. В каждом случае указать окислитель и восстановитель. Расположить галогены в ряд по убыванию их окислительной активности. Объяснить последовательность расположения. Могут ли молекулярные галогены проявлять восстановительные свойства? Ответ обосновать.

в) Окисление сульфата железа (II)

В две пробирки отдельно внести по 3-5 капель бромной и йодной воды. Добавить в каждую пробирку по 1-2 кристаллика сульфата железа (II) [соли Мора $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{FeSO}_4 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$]. Что наблюдается? Написать уравнение протекающей реакции. В каком случае реакция окисления Fe^{2+} -иона не протекала? Написав значения стандартных электродных потенциалов систем $\text{Cl}_2/2\text{Cl}^-$, $\text{Br}_2/2\text{Br}^-$, $\text{I}_2/2\text{I}^-$, $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^{3+}$, указать, в каком случае реакция окисления FeSO_4 невозможна. Подтверждалось ли это опытом? Будет ли хлорная вода окислять FeSO_4 ?

Опыт 4. Сравнение восстановительных свойств галогенов

а) Восстановление дихромата калия

В три пробирки внести по 2-4 капли дихромата калия, подкисленного 2 н. раствором серной кислотой (1-2 капли). Добавить в первую пробирку 2-3 капли раствора йодида калия, во вторую – столько же какого-либо бромида, в третью – хлорида натрия. Растворы перемешать чистой стеклянной палочкой. В каком случае восстановление дихромата не произошло? Написать уравнения протекающих реакций, учитывая, что дихромат калия, восстанавливаясь, переходит в сульфат хрома (III). Как изменялась при этом степень окисления соответствующих галогенов? Что при этом наблюдалось?

б) Восстановление хлорида железа (III)

Проделать опыт, аналогичный опыту 4а, заменив раствор дихромата калия раствором хлорида железа (III). Что наблюдали? В каком случае произошло восстановление FeCl_3 и соответственно окисление галогена? Сопоставляются ли результаты опытов 4а и 4б с относительными значениями стандартных электродных потенциалов соответствующих окислительно-восстановительных систем? Как изменяется восстановительная способность отрицательных ионов галогенов? Расположить их в ряд по возрастающей восстановительной активности.

Опыт 5. Характерные реакции на ионы галогенов

Образование осадков AgCl , AgBr и AgI является характерной реакцией на ионы галогенов. Получить указанные вещества реакцией обмена. Необходимые растворы соответствующих солей брать в количестве 4–5 капель. К полученным осадкам добавить по 2–3 капли 2 н. раствора азотной кислоты. Наблюдается ли их растворение? Написать в молекулярной и ионной форме уравнения протекающих реакций, отметить цвета полученных осадков и результат действия на них азотной кислоты.

Лабораторная работа № 11. Элементы подгруппы VII В

Опыт 1. Гидроксид марганца (II) и его свойства

В две пробирки внести по 3-4 капли раствора соли марганца (II) и по 2-3 капли 2 н. раствора щелочи. Каков цвет полученного осадка гидроксида марганца (II)? Размешать осадок стеклянной палочкой и отметить его побурение вследствие окисления марганца (II) до марганца (IV). Во вторую пробирку с осадком гидроксида марганца добавить 2-3 капли 2 н. раствора серной кислоты. Что наблюдается? Какие свойства характерны для гидроксида марганца (II). Написать уравнения реакций: а) получения гидроксида марганца (II) и его окисления кислородом воздуха в $MnO(OH)_2$; б) взаимодействия гидроксида марганца с серной кислотой.

Опыт 2. Получение некоторых малорастворимых солей марганца (II)

В трёх пробирках получить: а) хромат марганца; б) карбонат марганца; в) сульфат марганца взаимодействием хромата калия, карбоната натрия и сульфида аммония с сульфатом марганца (II). Растворы брать по 3-4 капли. Отметить цвета осадков. Раствор с осадком сульфида марганца размешать стеклянной палочкой. Отметить изменение цвета осадка. Добавить к каждому осадку 2-4 капли 2 н. раствора кислоты. Сделать вывод о растворимости полученных солей марганца в кислой среде. Написать уравнение реакции: а) получения хромата, карбоната и сульфида марганца; б) окисления сульфида марганца кислородом воздуха в присутствии воды, учитывая, что при этом получается гидроксид марганца (IV); в) растворения хромата, карбоната и сульфида марганца (II) в кислоте.

Опыт 3. Восстановительные свойства соединений Mn (II)

а) Окисление соли марганца (II) бромом

Внести в пробирку 2 капли раствора сульфата марганца (II) и 3 капли 2 н. раствора едкого натра. К полученному осадку гидроксида марганца добавить 5-6 капель бромной воды. Отметить изменение цвета осадка вследствие образования соединения марганца (IV). Написать уравнение реакции.

б) Окисление соли марганца (II) висмутатом натрия

Поместить в пробирку одну каплю раствора соли марганца (II) и 5-6 капель 2 н. раствора азотной кислоты. Добавить микрошпателем немного висмутата натрия $NaBiO_3$. Как окрасился раствор? Как изменилась степень окисления марганца? Написать уравнение реакции, протекающей с образованием марганцевой кислоты и нитрата висмута (III).

в) Окисление соли марганца (II) пероксодисульфатом аммония

В микроколбочку или цилиндрическую пробирку до 1/3 её объёма налить воды и добавить 3-4 кристаллика пероксодисульфата аммония $(NH_4)_2S_2O_8$ и по 2-3 капли растворов 2 н. азотной кислоты и нитрата серебра, которые добавляются в качестве катализатора. Нагрев жидкость почти до кипения,

добавить в неё каплю раствора сульфата марганца (II). Отметить окраску раствора и указать, как изменилась степень окисления марганца. Написать уравнение реакции, протекающей с участием воды и образованием марганцевой кислоты. В уравнении реакции азотная кислота не участвует.

Опыт 4. Разложение перманганата калия при нагревании

Поместить 3-4 кристаллика перманганата калия в цилиндрическую пробирку, укрепить её в штативе горизонтально и нагревать небольшим пламенем горелки до полного разложения перманганата на диоксид марганца, манганат калия и кислород. (Выделение кислорода и полноту разложения перманганата установить с помощью тлеющей лучинки.) После охлаждения пробирки к сухому остатку добавить 5-6 капель воды. Отметить цвет полученного раствора. Какое вещество находится в растворе? Какое в осадке? Написать уравнение реакции разложения перманганата калия. Указать окислитель и восстановитель.

Опыт 5. Окислительные свойства соединений Mn (VII)

а) Влияние pH среды на характер восстановления перманганата

В зависимости от среды – кислой, нейтральной или щелочной – марганец (VII) восстанавливается до различной степени окисления. В кислой среде ион MnO_4^- переходит в ион Mn^{2+} , в сильнощелочной, при недостатке восстановления – в ион MnO_4^{2-} . В три пробирки внести по 3-4 капли раствора перманганата калия. В одну пробирку добавить 2 капли 2 н. раствора серной кислоты, в другую – столько же воды, в третью – 3-4 капли 2 н. раствора щелочи. Во все три пробирки прибавить по 1 микрошпателью кристаллического сульфита натрия или калия. Отметить различное изменение первоначальной окраски раствора перманганата в каждом случае. Чем это вызвано? Написать уравнение реакций.

б) Окисление перманганатом калия сульфата марганца (II)

Внести в пробирку 3-4 капли раствора перманганата калия и столько же раствора сульфата марганца. Отметить исчезновение фиолетовой окраски и образование бурого осадка. Опустить в пробирку синюю лакмусовую бумажку. Какая среда в полученном растворе? Написать уравнение реакции с участием воды и образованием сульфата калия, диоксида марганца и серной кислоты.

в) Окисление перманганатом калия пероксида водорода

В пробирку внести 3-5 капель раствора перманганата калия и 2-3 капли 2 н. раствора серной кислоты. Добавить 3-4 капли 10% раствора пероксида водорода. Какой газ выделяется? Как изменилась степень окисления марганца? Написать уравнение реакции.

г) Окисление перманганатом калия спирта в кислой и щелочной среде

В две пробирки внести по 2-3 капли раствора перманганата калия. В одну пробирку добавить 2 капли 2 н. раствора серной кислоты, в другую – столько же 2 н. раствора щелочи. В пробирку с подкисленным раствором перманганата калия добавить 3 капли этилового спирта. Раствор подогреть маленьким пламенем горелки. Отметить изменение окраски. Как изменилась степень окисления марганца? В другую пробирку к щелочному раствору перманганата также добавить 3 капли этилового спирта. Наблюдать постепенное восстановление перманганата сначала до манганата, а затем до диоксида марганца. Отметить последовательность изменения окраски раствора. Ответить на вопросы. Написать уравнения реакций: восстановления перманганата калия спиртом в кислой среде и восстановления в щелочной среде сначала до манганата, а затем до диоксида марганца, учитывая, что в каждом случае спирт окисляется в альдегид.

Лабораторная работа № 12. Элементы подгруппы VIII В

Опыт 1. Характерные реакции на ионы Fe^{2+} и Fe^{3+}

а) Действие на соли железа (II) гексацианоферрата (III) калия

Приготовить в пробирке раствор соли Мора и добавить 1 каплю раствора гексацианоферрата (III) калия (красной кровяной соли $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$). Отметить цвет образовавшегося осадка (турнбулева синь), указать химическое название и формулу полученного вещества. Данная реакция является характерной на ион Fe^{2+} . Написать молекулярное и ионное уравнение реакции.

б) Действие на соли железа (III) гексацианоферрата (II) калия

Поместить в пробирку 2-3 капли раствора хлорида железа (III) и добавить 1 каплю раствора гексацианоферрата (II) калия (желтой кровяной соли $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$). Что наблюдается? Отметить цвет образовавшегося осадка (берлинская лазурь), указать химическое название и формулу полученного вещества. Написать уравнение реакции в молекулярной и ионной форме.

в) Действие на соли железа (III) роданида аммония (или калия)

Поместить в пробирку 5-6 капель раствора хлорида железа (III) и добавить 1 каплю 0,01н. раствора роданида аммония (или калия). Такой же опыт проделать с раствором соли Мора. Перенести 1 каплю полученного в первой пробирке раствора в другую пробирку и добавить 8-10 капель воды. Написать уравнение реакции получения $\text{Fe}(\text{CN})_3$, сообщающего раствору ярко-красную окраску. Отметить, что окраска характерна только для соли железа (III). Чем объясняется ослабление окраски при разбавлении?

Опыт 2. Взаимодействие железа с кислотами

Опыт проводится в вытяжном шкафу! В три пробирки внести по 5 капель 2 н. растворов кислот: в первую – хлороводородной, во вторую – серной, в третью – азотной. В четвертую пробирку поместить 3 капли концентрированной серной кислоты (плотность $1,84 \text{ г/см}^3$). В каждую пробирку поместить немного железных опилок или кусочек железной

стружки, после чего пробирку с концентрированной серной кислотой осторожно нагреть. Наблюдать происходящие процессы. Затем в каждую пробирку прибавить по 1 капле 0,01н. раствора роданида калия или аммония, которые с ионами Fe^{3+} дают характерную красную окраску соединения $\text{Fe}(\text{SCN})_3$. Убедиться в том, что в хлороводородной и разбавленной серной кислоте образуются ионы Fe^{2+} , а в азотной кислоте и концентрированной серной кислоте – ионы Fe^{3+} . Наблюдать за появлением окраски следует внимательно, так как через некоторое время (1-2 мин.) в кислой среде $\text{Fe}(\text{SCN})_3$ разлагается. Написать уравнения проведенных реакций. Какие ионы являются окислителями в каждой из этих реакций? Чем объяснять, что при взаимодействии железа с серной кислотой различной концентрации образуются соли железа различной степени окисления?

Опыт 3. Гидроксид железа (II)

В солях железа (II) вследствие частичного окисления на воздухе всегда присутствует железо (III). Поэтому во всех опытах по изучению свойств железа (II) следует брать наиболее устойчивую двойную кристаллическую соль Мора $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{FeSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. Для приготовления раствора в пробирку поместить 2 микрошпателя порошка этой соли и растворить ее в 4–5 каплях воды. Чем объясняется большая устойчивость в кристаллическом состоянии соли Мора по сравнению с сульфатом железа (II)? Почему раствор соли Мора должен быть свежеприготовленным? Написать координационную формулу соли Мора. В уравнениях реакций вместо формулы соли Мора можно пользоваться формулой сульфата железа (II), так как двойная соль Мора практически полностью диссоциирует при растворении в воде на все составляющие ее ионы.

В пробирку с 3–4 каплями раствора соли Мора прилить 2 н. раствора щелочи до выпадения зеленого осадка гидроксида железа (II). Перемешать полученный осадок стеклянной палочкой и наблюдать через 1–2 мин побурение осадка вследствие окисления гидроксида железа (II) в гидроксид железа (III) $\text{Fe}(\text{OH})_3$. Проверить опытным путем, как взаимодействует свежесажженный гидроксид железа (II) с 2 н. раствором хлороводородной кислоты. Какие свойства проявляет в этой реакции гидроксид железа (II)? Написать уравнения реакций:

- а) образования гидроксида железа (II);
- б) окисления полученного основания в гидроксид железа (III) под действием кислорода воздуха и воды.

Опыт 4. Восстановительные свойства соединений железа (II)

а) Восстановление азотной кислоты

Опыт проводится в вытяжном шкафу! Приготовить в двух цилиндрических пробирках раствор соли Мора. В одну из них добавить 1 каплю концентрированной азотной кислоты (плотность $1,4 \text{ г/см}^3$), подогреть раствор до прекращения выделения газа и дать ему остыть. Затем в обе

пробирки добавить по 1 капле 0,01н. раствора роданида аммония. В какой пробирке наблюдается красное окрашивание раствора и почему? Написать уравнение реакции, считая, что азотная кислота восстанавливается преимущественно до NO.

б) Восстановление пероксида водорода

Приготовить в двух пробирках раствор соли Мора. В одну из них добавить 2–3 капли 2н. раствора серной кислоты и 2–3 капли 3% раствора пероксида водорода. Затем в обе пробирки добавить по 1 капле 0,01н. раствора роданида аммония. В какой пробирке наблюдается красное окрашивание и почему? Проверить опытным путем, как протекает восстановление пероксида водорода солью железа (II) в щелочной среде. Отметить выпадение осадка гидроксида железа (II). Написать уравнения реакций.

в) Восстановление нитрата серебра

Приготовить в двух пробирках раствор соли Мора. В одну из них добавить 6–7 капель раствора нитрата серебра и слегка нагревать небольшим пламенем горелки, не доводя жидкость до кипения. На какой процесс указывает появление на внутренних стенках пробирки серебряного зеркала? Охладив пробирку, добавить в нее и в контрольную пробирку по 1 капле 0,01н. раствора роданида аммония. В какой пробирке наблюдается окрашивание и почему? Записать уравнение реакции восстановления нитрата серебра солью железа (II).

Опыт 5. Гидроксид железа (III)

В две пробирки внести по 5-6 капель раствора хлорида железа (III) и добавить по 3-4 капли 2 н. раствора щелочи. Что наблюдается? В одну пробирку добавить разбавленной кислоты до растворения осадка, во второй пробирке проверить растворимость осадка в щелочи. Несмотря на отсутствие взаимодействия со щелочью при обычных условиях гидроксид железа (III) слабо амфотерен. Кислотные свойства он проявляет только при сплавлении со щелочами или карбонатами щелочных металлов. При этом образуются соли железистой кислоты, называемые ферритами. Водой они полностью гидролизуются. Написать уравнения реакций: а) взаимодействия хлорида железа (III) с раствором щелочи с образованием гидроксида железа (III) Fe(OH)₃; б) растворения гидроксида железа (III) в кислоте; в) образования ферритов при сплавлении, дописав следующие реакции:



г) полного гидролиза феррита натрия, протекающего с образованием FeOОН; Написать формулу оксида Fe₃O₄ в виде феррита железа.

Опыт 6. Окислительные свойства соединений железа (III)

а) Окисление йодида калия

В пробирку с 3-4 каплями раствора FeCl₃ добавить 1–2 капли раствора йодида калия. В какой цвет и почему окрашивается раствор? Написать уравнение реакции.

б) Окисление сульфита натрия

В пробирку с 3–4 каплями раствора FeCl_3 добавить несколько кристалликов сульфита натрия. При этом вначале появляется буро-красное окрашивание вследствие образования малоустойчивого сульфита железа (III), которое исчезает при нагревании. Убедиться в восстановлении железа до степени окисления +2. Какой реактив следует для этого применить? Написать уравнение реакции окисления сульфита натрия хлоридом железа (III), учитывая, что в реакции принимает участие вода.

Опыт 7. Гидролиз солей железа

а) Гидролиз сульфата железа (II)

Поместить в пробирку 5-6 капель нейтрального раствора лакмуса и добавить два микрошпателя соли Мора. Размешать стеклянной палочкой. Установить по цвету лакмуса реакцию среды в полученном растворе. Написать уравнение реакции гидролиза FeSO_4 .

б) Гидролиз хлорида железа (III)

Поместить в две пробирки по 5-6 капель нейтрального лакмуса и по 2 микрошпателя хлорида железа (III). Определить по цвету раствора реакцию среды. Одну из пробирок нагреть. Что наблюдается при нагревании? Написать уравнение реакции гидролиза FeCl_3 при комнатной температуре и при нагревании. Как можно уменьшить степень гидролиза этой соли? Какая соль, FeCl_2 или FeCl_3 , в большей степени подвергается гидролизу? Ответ мотивировать.

в) Гидролиз хлорида железа (III) в присутствии соды

Поместить в пробирку 3-4 капли раствора хлорида железа (III) и прибавлять по каплям раствор соды. Отметить выпадение в осадок гидроксида FeOOH . Какой газ выделяется? Написать уравнение реакции.

Опыт 8. Действие сероводорода и сульфида аммония на соли железа (II) и железа (III)

Опыт проводится в вытяжном шкафу!

а) Получение сульфида железа (II)

Поместить в две пробирки по 5-6 капель свежеприготовленного раствора соли Мора. В одну из них добавить 2 капли сероводородной воды, в другую – 2 капли раствора сульфида аммония. В какой пробирке выпал осадок сульфида железа (II)? Проверить растворимость выпавшего осадка в разбавленной хлороводородной кислоте. Объяснить, почему сульфид железа (II) не выпадает в осадок при действии сероводородной воды, но выпадает при действии сульфида аммония? Написать в молекулярной ионной форме уравнения реакций образования сульфида железа (II) и его растворения в хлороводородной кислоте.

б) Действие сероводорода и сульфида аммония на соли Fe (III)

Поместить в две пробирки по 3-4 капли раствора соли железа (III). В одну из них добавить 2 капли сероводородной воды, в другую – 2 капли раствора сульфида аммония. Одинаков ли цвет выпавших осадков? Ответить на

вопросы: а) Почему при действии сероводорода и сульфида аммония на соли железа (III) не выпадает осадок сульфида железа (III)?
б) Каким свойством железа (III) объясняется появление в обеих пробирках коллоидного осадка серы?
в) Учитывая, что исходный раствор соли Fe(III) подкислен (для ослабления гидролиза), объяснить выпадение при действии сульфида аммония осадка сульфида железа (II). Написать уравнения всех проделанных реакций.

Опыт 9. Комплексные соединения железа

а) Получение комплексного фосфата железа (III)

В пробирку с 3-4 каплями раствора FeCl₃ добавить 1 каплю 0,01н. раствора роданида аммония и затем 2 капли 2 н. раствора ортофосфорной кислоты. Что наблюдается? Учитывая, что устойчивый комплексный ион [Fe(PO₄)₂]³⁻ бесцветен, объяснить наблюдаемое явление и написать уравнение соответствующей реакции.

б) Получение комплексного фторида железа (III)

В пробирку с 3-4 каплями раствора FeCl₃ добавить 1 каплю 0,01н. раствора роданида аммония и 2 капли 2 н. раствора фтористоводородной кислоты. Что наблюдается? Учитывая, что комплексный ион [FeF₆]³⁻ бесцветен, объяснить наблюдаемое явление и написать уравнения соответствующих реакций.

Опыт 10. Гидроксиды кобальта (II) и никеля (II)

а) Получение гидроксида кобальта (II) и его окисление

В две пробирки поместить по 2-3 капли раствора соли кобальта и добавлять по каплям раствор едкой щелочи; сначала появляется синий осадок основной соли, который затем становится розовым, что указывает на образование гидроксида кобальта (II). Осадок в одной пробирке тщательно размешать стеклянной палочкой, а в другую прибавить 2-3 капли 3% раствора пероксида водорода. В какой из пробирок наблюдается окисление гидроксида кобальта? Написать уравнения реакций. Сравнить полученные результаты с результатом опыта по окислению гидроксида железа (II). Какой ион является более энергичным восстановителем: Co²⁺ или Fe²⁺?

б) Получение гидроксида никеля (II) и его окисление

В три пробирки поместить по 2-3 капли раствора соли никеля и добавлять по каплям раствор едкой щелочи до выпадения осадка гидроксида никеля (II). В первой пробирке осадок тщательно размешать стеклянной палочкой, во вторую добавить 2-3 капли 3% раствора пероксида водорода. Наблюдается ли изменение цвета осадка? Происходит ли окисление гидроксида никеля (II) кислородом воздуха и пероксидом водорода? В третью пробирку прибавить 1 каплю бромной воды. Что наблюдается? Ответить на вопросы. Написать уравнения реакций. Сравнить восстановительные свойства гидроксидов железа, кобальта и никеля в степени окисления +2 по наблюдениям и при

сравнении стандартных окислительно-восстановительных потенциалов (при переходе этих элементов в степень окисления +3).

Опыт 11. Комплексные соединения кобальта и никеля

а) Аквакомплекс кобальта (II) и его разрушение

В две пробирки поместить 4-5 капель насыщенного раствора соли кобальта (II). В первую пробирку добавить 2 капли концентрированной хлороводородной кислоты (плотность 1,19 г/см³), во вторую пробирку внести небольшой кусочек предварительно прокаленного на асбестированной сетке хлорида кальция. Что наблюдается? В третью пробирку поместить 1 микрошпатель соли кобальта и 3-4 капли этилового спирта, отметить цвет полученного раствора. Прибавить к раствору 7-8 капель воды до нового изменения окраски. Написать стеклянной палочкой, смоченной 0,02 н. раствором CoCl_2 , какое-нибудь слово на фильтрованной бумаге. Подсушив бумагу, поднести ее к пламени горелки и слегка подогреть, пока текст не станет видимым. Обратит внимание на последующее обесцвечивание надписи при охлаждении. Описать наблюдаемые явления.

Изменение цвета раствора во всех случаях объясняется тем, что непрочный комплексный ион $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ сообщает раствору розовую окраску, а элементарный ион Co^{2+} – синюю.

б) Получение комплексного роданида и кобальта

Поместить в пробирку 2 капли насыщенного раствора соли кобальта (II) и добавить 5-6 капель насыщенного раствора роданида аммония; учесть, что при этом образуется раствор комплексной соли $(\text{NH}_4)_2[\text{Co}(\text{SCN})_4]$. Комплексные ионы $[\text{Co}(\text{SCN})_4]^{2-}$ окрашены в синий цвет, а гидратированные ионы $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ – в розовый. Отметить цвет полученного раствора. Разбавить его водой до изменения окраски, добавить 2 капли смеси спирта с эфиром, размешать раствор стеклянной палочкой и вновь наблюдать изменение окраски. Затем в ту же пробирку приливать дистиллированную воду, наблюдая постепенное изменение окраски. Описать наблюдаемые явления. Написать: а) уравнение диссоциации комплексной соли кобальта; б) уравнение диссоциации комплексного иона; в) выражение константы нестойкости комплексного иона. Какова роль воды и спирта в смещении равновесия диссоциации комплексного иона.

в) Получение аминокомплексов кобальта

К 3-4 каплям раствора соли кобальта (II) прибавлять по каплям 25% раствор аммиака до выпадения осадка гидроксида кобальта (II) и его дальнейшего растворения вследствие образования комплексного соединения, в котором кобальт имеет координационное число 6. Полученный раствор разлить в две пробирки. В одной из них тщательно перемешать раствор стеклянной палочкой до изменения окраски вследствие окисления полученного комплексного соединения кобальта (II) в комплексное соединение кобальта (III). Почему аминокомплексный ион Co(II) окисляется кислородом воздуха, тогда как аквакомплекс Co(II) удается окислить лишь

пероксидом водорода. Объяснить изменение окраски. Затем прилить в обе пробирки по 2-3 капли раствора сульфида аммония. Объяснить, почему выпадает осадок. Написать уравнение реакций: а) образования амминокомплекса кобальта (II); б) его окисления кислородом воздуха и пероксидом водорода до образования амминокомплекса кобальта (III); в) диссоциации полученных комплексных соединений; г) диссоциации комплексных ионов и выражения констант их нестойкости (Какой комплексный ион прочнее? Ответ мотивировать.); д) взаимодействия амминокомплекса кобальта (III) с сульфидом аммония; е) сравнить координационные формулы комплексных соединений кобальта при разных степенях окисления. Отличается ли их пространственная конфигурация?

г) *Получение амминокомплекса никеля*

Один микрошпатель соли никеля (II) растворить в 5 каплях воды. Добавить 5 капель 25% раствора аммиака. Как изменяется цвет раствора? Добавить к раствору 2-3 капли раствора сульфида аммония. Что выпадает в осадок? Написать уравнения реакций: а) образования амминокомплекса никеля (координационное число никеля–6); б) диссоциации комплексного соединения и комплексного иона; в) взаимодействия полученного комплексного соединения никеля с сульфидом аммония. Объяснить механизм взаимодействия, пользуясь константой нестойкости комплексного иона и произведением растворимости.

Опыт 12. Реактив на ион никеля – диметилглиоксим (реакция Чугаева)

Поместить в пробирку 5-6 капель воды, 2 капли раствора соли никеля и 1 каплю аммиачного раствора диметилглиоксима. Реакция идёт с образованием нерастворимого комплексного диметилглиоксима никеля. Благодаря интенсивной и яркой окраске осадка (обратить внимание на цвет!) эту реакцию используют для обнаружения очень малой концентрации ионов никеля в растворе.

Лабораторная работа №13. Комплексные соединения

Опыт 1. Получение и исследование комплексного соединения – сульфата тетраамминмеди (II)

Реактивы: 1 н. раствор CuSO_4 , 1 н. раствор BaCl_2 , гранулированное олово, 25%-ный раствор аммиака.

Выполнение работы. В две пробирки поместите по 10 капель 1 н. раствора CuSO_4 . В одну из пробирок добавьте 2 капли раствора BaCl_2 . Отметьте цвет образующегося осадка. Во вторую пробирку внесите кусочек олова. Что наблюдается? Какого цвета металл, выделяющийся на поверхности олова? Возьмите чистую пробирку, поместите в нее 15 капель раствора сульфата меди(II) и по каплям добавляйте 25%-ный раствор аммиака. Вначале выпадает осадок основного сульфата меди. Отметьте его цвет. Продолжая добавлять аммиак, наблюдайте растворение осадка. Какого цвета раствор образуется? Полученный раствор разделите на две пробирки. В одну прилейте 4 капли 1 н.

раствора BaCl_2 , в другую поместите кусочек олова. Выпадает ли осадок при добавлении BaCl_2 ? Выделяется ли медь на грануле олова? Объясните наблюдаемые явления.

Запись данных опыта. Напишите уравнения всех проведенных реакций. Назовите образующееся комплексное соединение и напишите уравнения его первичной и вторичной диссоциации.

Опыт 2. Катионные комплексы

а) Комплексное основание никеля

Реактивы: 2 н. раствор NiSO_4 , 2 н. раствор NaOH , 25%-ный раствор аммиака.

Выполнение работы. Внесите в пробирку 5-6 капель раствора 2 н. NiSO_4 и такой же объем раствора 2 н. NaOH . Отметьте цвет выпавшего осадка. Отделите осадок центрифугированием, к осадку прибавьте 5-6 капель 25%-ный раствора аммиака. Что происходит с осадком? Отметьте цвет образовавшегося раствора. Присутствием каких ионов обусловлена окраска раствора?

Запись данных опыта. Напишите в молекулярной и ионной форме уравнение происходящих реакций. Назовите получающиеся соединения. Какое основание является более сильным: простое или комплексное? Почему?

б) Комплексное основание кадмия

Реактивы: 2 н. раствор CdSO_4 или $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$, 2 н. раствор NaOH , 25%-ный раствор аммиака.

Выполнение работы. Внесите в пробирку 5-6 капель 2 н. раствора соли кадмия и такой же объем раствора 2 н. NaOH . Отметьте цвет выпавшего осадка. Отделите осадок центрифугированием, к осадку прибавьте 5-6 капель 25%-ный раствора аммиака. Что наблюдается?

Запись данных опыта. Напишите в молекулярной и ионной форме уравнение происходящих реакций. Назовите получающиеся соединения. Какое основание является более сильным: простое или комплексное? Почему?

Опыт 3. Анионные комплексы

а) Получение тетрагидродовисмутата калия

Реактивы: 2 н. раствор $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$, 2 н. раствор KI .

Выполнение работы. В пробирку внесите 5-6 капель 2 н. раствора $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$ и по каплям добавляйте 2 н. раствор KI . Отметьте выпадение осадка и его цвет. Продолжайте добавлять KI до полного растворения осадка. Отметьте цвет полученного раствора.

Запись данных опыта. Напишите в молекулярной и ионной форме уравнение происходящих реакций. Назовите получающиеся соединения. Присутствием каких ионов обусловлен цвет полученного раствора? Напишите уравнение электролитической диссоциации образовавшегося комплексного соединения.

б) Получение тетрагидромеркураата калия

Реактивы: 2 н. раствор $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$, 2 н. раствор KI , 2 н. раствор NaOH .

Выполнение работы. В две пробирки внесите 4-5 капель 2 н. раствора $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$. Одну пробирку оставьте в качестве контрольной, а в другую по каплям добавляйте 2 н. раствор KI . Отметьте выпадение осадка и его цвет. Продолжайте добавлять KI до полного растворения осадка. Отметьте цвет

полученного раствора. Испытайте растворы в обеих пробирках на присутствие ионов Hg^{2+} , добавив в каждую пробирку по 3 капли раствора NaOH .

Запись данных опыта. Напишите в молекулярной и ионной форме уравнение происходящих реакций. Назовите получающиеся соединения. Присутствием каких ионов обусловлен цвет полученного раствора? Почему при добавлении NaOH осадок выпадает только в одной из пробирок?

в) Гидрохсокомплексы

Реактивы: 2 н. растворы солей цинка, алюминия, хрома (III), 2 н. раствор NaOH .

Выполнение работы. В три пробирки поместите по 4-5 капель раствора солей цинка, алюминия, хрома (III) в каждую. Затем добавляйте по каплям в каждую пробирку раствор щелочи. Отметьте цвета выпадающих осадков. Продолжайте добавлять раствор щелочи до полного растворения выпавших осадков.

Запись данных опыта. Напишите в молекулярной и ионной форме уравнения реакций образования гидроксидов металлов и их растворения с образованием гидрохсокомплексов цинка, алюминия, хрома (III). Растворятся ли гидроксиды этих металлов в кислотах? К какому классу соединений они относятся?

Опыт 4. Внутрикомплексные соединения

Реактивы: 2 н. раствор FeCl_3 , 2 н. раствор NaOH , 2 н. раствор щавелевой кислоты (HOOC-COOH), 2 н. раствор лимонной кислоты ($\text{HOOC-CH}_2\text{-C(OH)(COOH)CH}_2\text{-COOH}$), 0,01 н. раствор роданида калия или аммония.

Выполнение работы. В три пробирки внести по 4 капли раствора FeCl_3 . Одну пробирку оставьте в качестве контрольной. В две другие внесите по 3 капли раствора щелочи. Отметьте цвет образовавшегося осадка. В одну из пробирок с осадком Fe(OH)_3 добавьте 12-15 капель щавелевой кислоты, в другую – такой же объем раствора лимонной кислоты. Что наблюдается? Во все три пробирки внесите 1-2 капли раствора роданида. В какой из пробирок образуется ярко окрашенный раствор Fe(SCN)_3 ? Какого он цвета?

Запись данных опыта. При растворении гидроксида железа (III) в органических кислотах образуются внутрикомплексные соединения, в которых к комплексообразователю присоединяются карбоксильные группы кислот. Напишите структурные формулы щавелевокислого и цитратного комплексов. Какова дентатность лигандов в этих комплексах?

Опыт 5. Комплексные соединения в реакциях обмена

а) Получение соединения, содержащего комплексный катион и анион

Реактивы: 1 н. раствор CuSO_4 , 1 н. раствор $\text{K}_4[\text{Fe(CN)}_6]$, 25%-ный раствор аммиака.

Выполнение работы. В пробирку поместите 5-6 капель раствора CuSO_4 и добавьте такой же объем раствора $\text{K}_4[\text{Fe(CN)}_6]$. Отметьте цвет образовавшегося осадка. Отделите осадок центрифугированием и добавьте к нему 4-5 капель раствора аммиака. Что наблюдается?

Запись данных опыта. Напишите в молекулярной и ионной форме уравнение происходящих реакций. Назовите получающиеся соединения.

б) Взаимодействие тетрароданомеркураата (III) аммония с нитратом кобальта (II)

Реактивы: Раствор $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$, насыщенный раствор NH_4NCS , раствор $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$.

Выполнение работы. В пробирку поместите 4-5 капель раствора $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ и добавьте насыщенный раствор NH_4NCS до полного растворения образующегося вначале осадка. В другую пробирку внесите 4-5 капель раствора $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$ и добавьте такой же объем раствора комплексного соединения ртути из первой пробирки. Пробирку встряхните для ускорения образования осадка.

Запись данных опыта. Напишите в молекулярной и ионной форме уравнения реакций образования роданида ртути (II), растворения роданида ртути в избытке роданида аммония, образования комплексного соединения кобальта. Назовите все образовавшиеся соединения.

Опыт 6. Комплексные соединения в окислительно-восстановительных реакциях

а) Восстановление гексацианоферрата (III) калия

Реактивы: 0,1 н. раствор KI, 2 н. раствор HCl, кристаллический $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, толуол.

Выполнение работы. В пробирку внесите 8-10 капель 0,1 н. раствора KI, 6-8 капель соляной кислоты для создания кислой среды и 4-5 капель толуола. Отметьте цвет толуола. Добавьте один микрошпатель кристаллов $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ и перемешайте раствор. Отметьте изменение окраски толуола.

Запись данных опыта. Напишите уравнение происходящей реакции, имея в виду, что $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ переходит в $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Составьте электронный баланс, укажите окислитель и восстановитель, подберите коэффициенты в уравнении реакции.

б) Окисление гексацианоферрата (II) калия

Реактивы: Раствор KMnO_4 , 2 н. раствор H_2SO_4 , раствор $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.

Выполнение работы. В пробирку внесите 3-4 капли раствора KMnO_4 , 3-4 капли раствора H_2SO_4 и добавьте по каплям раствор $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ до обесцвечивания раствора.

Запись данных опыта. Напишите уравнение происходящей реакции, учитывая, что железо из степени окисления +2 переходит в степень окисления +3, а ион MnO_4^- восстанавливается до иона Mn^{2+} . Составьте уравнения полуреакций, укажите окислитель и восстановитель, подберите коэффициенты в уравнении реакции.

в) Восстановление серебра из комплексного соединения цинком

Реактивы: Раствор нитрата серебра, раствор хлорида натрия, 25%-ный раствор аммиака, гранулированный цинк.

Выполнение работы. В пробирку внесите 5-6 капель раствора нитрата серебра и такой же объем раствора хлорида натрия. Отделите образовавшийся осадок центрифугированием. Добавьте к осадку раствор аммиака до его

полного растворения. В образовавшийся раствор опустите гранулу цинка. Что наблюдается?

Запись данных опыта. Напишите уравнения реакций получения осадка хлорида серебра, растворения хлорида серебра в аммиаке, взаимодействия комплексного соединения с цинком. Назовите все образующиеся соединения. Составьте электронный баланс для последнего уравнения, укажите окислитель и восстановитель, подберите коэффициенты.

Опыт 7. Прочность комплексных ионов

а) Разрушение комплекса при разбавлении раствора

Реактивы: 0,1 н. раствор KI, раствор AgNO₃.

Выполнение работы. В пробирку внесите 2 капли раствора AgNO₃ и по каплям добавляйте раствор KI, встряхивая пробирку. Отметьте выпадение осадка, его цвет. Продолжайте прибавлять раствор йодида калия до полного растворения осадка. К полученному раствору добавьте 5-6 капель воды. Отметьте наблюдаемые явления.

Запись данных опыта. Напишите уравнения реакций образования AgI, растворения AgI в KI, диссоциации комплексного иона, а также выражение константы нестойкости комплексного иона. Назовите все образовавшиеся соединения. Объясните, как влияет разбавление раствора на диссоциацию комплексного иона.

б) Разрушение комплекса при осаждении комплексообразователя

Реактивы: 1 н. раствор сульфата меди (II), раствор (NH₄)₂S, раствор (NH₄)₂C₂O₄, 25%-ный раствор аммиака.

Выполнение работы. В две пробирки внести по 5-6 капель раствора CuSO₄. Затем в одну из пробирок добавьте 5-6 капель раствора (NH₄)₂C₂O₄, а в другую 5-6 капель раствора (NH₄)₂S. Отметьте цвета образующихся осадков. В две другие пробирки внесите по 4-5 капель раствора CuSO₄ и раствор аммиака до полного растворения выпадающего вначале осадка основной соли меди. Отметьте цвет полученного раствора комплексной соли. Далее добавьте в одну пробирку с полученным раствором комплексной соли меди 4-5 капель раствора (NH₄)₂C₂O₄, а в другую такой же объем раствора (NH₄)₂S. В какой из пробирок выпадает осадок? В пробирку, где выпал осадок, добавьте еще 6-7 капель того же реактива, поместите пробирку в водяную баню. Сохранилась ли в растворе окраска комплексов меди?

Запись данных опыта. Напишите в молекулярной и ионной форме уравнения протекающих реакций, уравнения диссоциации комплексной соли меди и ее комплексного иона. Объясните, как влияет добавление (NH₄)₂S на диссоциацию комплексного иона. Используя значение произведений растворимости CuC₂O₄ (ПР=2,5 · 10⁻²²) и CuS (ПР=8,5 · 10⁻⁴⁵), объясните, почему одна из солей не выпадает из комплексного соединения.

в) Сравнительная устойчивость роданидного комплекса кобальта в воде и в спирте

Реактивы: Насыщенные растворы CoCl₂ и NH₄NCS, амиловый спирт.

Выполнение работы. В две пробирки внесите 3-4 капли раствора CoCl₂ и 8-10 капель раствора NH₄NCS. Отметьте наблюдаемые явления. Разделите

полученный раствор на две пробирки. В одну из них добавьте 10 капель воды, в другую – 5 капель амилового спирта. Как изменяется окраска раствора в каждой пробирке?

Запись данных опыта. Напишите уравнение получения комплексного соединения кобальта (координационное число Co(II) равно 4), назовите это соединение. Напишите уравнения диссоциации комплексного соединения и комплексного иона. В какой среде сильнее диссоциирует комплексный ион? Почему?

Опыт 8. Свойства двойных солей

Реактивы: Кристаллическая соль Мора $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{FeSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, раствор $(\text{NH}_4)_2\text{S}$, 2 н. раствор NaOH , раствор BaCl_2 , раствор $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.

Выполнение работы. В три пробирки внесите по одному микрошпателью соли Мора и по 6-7 капель воды. Затем в одну пробирку добавьте 5-6 капель раствора $(\text{NH}_4)_2\text{S}$, а в другую – такой же объем раствора BaCl_2 . Опишите наблюдаемые явления. На присутствие каких ионов в растворе соли Мора указывают цвета образовавшихся осадков? В третью пробирку добавьте 6-7 капель раствора гидроксида натрия, пробирку нагрейте. Над пробиркой подержите смоченную водой лакмусовую бумажку. По изменению цвета бумажки и по запаху определите, какой газ выделяется. На присутствие каких ионов в растворе соли Мора указывает эта реакция? В пробирку поместите 5 капель раствора $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ и 2-3 капли раствора $(\text{NH}_4)_2\text{S}$. Выпадает ли черный осадок FeS ? Почему?

Запись данных опыта. Напишите в ионной форме уравнения протекающих реакций. Напишите уравнение электролитической диссоциации двойной соли Мора и комплексной соли $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.

Опыт 9. Гидратная изомерия аквакомплексов хрома (III)

В растворе CrCl_3 при повышении температуры ионы Cl^- замещают молекулы H_2O в координационной сфере аква-иона $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$. При этом окраска раствора изменяется от сине-фиолетовой (ионы $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$) до темно-зеленой (ионы $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Cl}]^{2+}$) и светло-зеленой (комплексы $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_3\text{Cl}_3]$).

Реактивы: Кристаллический $\text{CrCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$.

Выполнение работы. Внести в две пробирки по одному микрошпателью кристаллов $\text{CrCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ и по 10 капель дистиллированной воды. Одну пробирку оставьте в качестве контрольной, вторую нагрейте на водяной бане. Какой изомер устойчив при комнатной температуре? Какой изомер существует в горячем растворе? Назовите все три изомера.

Опыт 10 Синтез комплексных соединений

а) Синтез тетраиодомеркурата (II) калия

Приборы и реактивы: Стакан емкостью 100 мл, мерный цилиндр емкостью 10 мл, фарфоровая чашка, эксикатор с серной кислотой. Воронка Бюхнера, 0,5 н. раствор KI , раствор $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$, кристаллический KI .

Выполнение работы. Рассчитайте необходимое количество 0,5 н. растворов KI и $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ для получения 5 г осадка HgI_2 по реакции обмена. Приготовьте эту соль, дайте HgI_2 осесть, отфильтруйте и промойте осадок. В стакане емкостью 100 мл растворите 10 г KI в 10 мл горячей воды, охладите. В

охлажденном растворе KI растворите HgI₂. Перенесите полученный раствор в фарфоровую чашку и поместите ее в эксикатор для кристаллизации. Периодически перемешивайте раствор стеклянной палочкой для разрушения образующейся на поверхности корки. Выпавшие кристаллы комплексной соли отфильтруйте на воронке Бюхнера и высушите при 60-70 °С. Полученные оранжево-красные кристаллы представляют собой кристаллогидрат тетраiodомеркура (II) калия K₂[HgI₄]·2H₂O.

Запись данных опыта. Напишите уравнения реакции получения комплексного соединения, его диссоциации, а также выражения константы нестойкости.

б) Синтез комплексного соединения – сульфата тетраамминмеди (II)

Приборы и реактивы: Весы техно-химические, воронка Бюхнера, фарфоровая ступка, водоструйный насос, стакан емкостью 100 мл, мерный цилиндр емкостью 100 мл, кристаллический CuSO₄·5H₂O, этанол, 2 н. раствор BaCl₂, 25%-ный раствор аммиака.

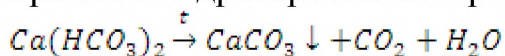
Выполнение работы. Рассчитайте объем раствора аммиака, необходимый для получения комплексного соединения. Отмерьте мерным цилиндром вдвое больший объем раствора аммиака, вылейте его в стакан и растворите в нем 5 г CuSO₄·5H₂O. Избыток аммиака способствует увеличению выхода продукта, так как уменьшает растворимость комплексной соли. К полученному раствору добавьте 10 мл этанола и оставьте раствор для кристаллизации на 20-25 минут. Отфильтруйте выпавшие кристаллы на воронке Бюхнера и промойте два раза смесью равных объемов этанола и 25%-ного раствора аммиака. Полученные кристаллы высушите при 50-60 °С в течение 20 минут, охладите и взвесьте. Рассчитайте выход продукта.

Запись данных опыта. Напишите уравнения реакции получения комплексного соединения, его диссоциации, а также выражения константы нестойкости.

Лабораторная работа №14. Определение жесткости воды

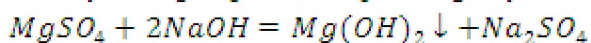
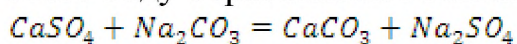
Жесткость воды зависит от присутствии в ней ионов двухвалентных металлов, преимущественно магния и кальция. Мыло в жесткой воде не мылится (не дает пены), так как образуются нерастворимые в воде кальциевые и магниевые соли жирных кислот. Жесткая вода не пригодна для питания паровых котлов, не используется в химической технологии.

Различают жесткость временную и постоянную. Временная жесткость обусловлена присутствием в воде гидрокарбонатов и устраняется кипячением, при этом гидрокарбонаты переходят в нерастворимые карбонаты:



Постоянная жесткость обусловлена присутствием в ней сульфатов и хлоридов кальция и магния. Ее устраняют химическими методами, основанными на введении в воду реагентов, обогащающих ее анионами CO₃²⁻

и OH^- – в результате образуются малорастворимые CaCO_3 и $\text{Mg}(\text{OH})_2$. Для этого воду обрабатывают гашеной известью или содой:



Для удаления ионов кальция и магния можно применять фосфаты натрия, буру, поташ и др.

Сумма временной (устраняемой) и постоянной жесткости составляет общую жесткость воды.

а) Определение временной жесткости

Вода, содержащая гидрокарбонаты кальция и магния, имеет щелочную реакцию, определение карбонатной жесткости производится непосредственным титрованием воды хлороводородной кислотой в присутствии индикатора – метилового оранжевого.

Методика. Отмерить пипеткой указанный преподавателем объем исследуемой воды (50-100 мл) и перенести ее в коническую колбу для титрования. Добавить 2-3 капли индикатора метилового оранжевого, в приготовленную заранее бюретку налить 0,1 н. титрованный раствор хлороводородной кислоты. Установить уровень на нулевое деление и по каплям приливать хлороводородную кислоту до изменения окраски раствора от желтой до оранжево-розовой. Определить объем израсходованной на титрование хлороводородной кислоты и записать его в таблицу. Титрование повторить еще два раза, каждый раз доливая в бюретку кислоту до нулевого деления и ополаскивая колбочку для титрования. Расхождение в объеме кислоты при титровании не должно превышать 0,05 мл. Результаты опыта записать в таблицу:

№ титрования	Объем пипетки-объем H_2O (V_1), мл	Объем раствора HCl , пошедшего на титрование, мл	Средний объем раствора, HCl (V_2), мл	Нормальность раствора HCl , $C_{\text{H}}^{\text{HCl}}$

Временную жесткость воды (в моль экв/л) рассчитывают по формуле

$$\text{Жесткость временная (карбонатная)} = \frac{V_2^{\text{HCl}} \times C_{\text{H}}^{\text{HCl}} \times 1000}{V_1^{\text{H}_2\text{O}}}$$

б) Определение общей жесткости

В настоящее время жесткость воды определяют комплексометрическим методом с применением реактива ЭДТА.

Методика. Заполнить бюретку титрованным раствором ЭДТА (0,02 н.). Отмерить пипеткой указанный преподавателем объем анализируемой воды и перенести ее в коническую колбу для титрования. Долить дистиллированной водой до общего объема 100 мл (воду отмерить мензуркой). Добавить 5 мл буферного раствора ($\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{NH}_4\text{Cl}$) для поддержания рН в

интервале 9-10 и 2-3 капли индикатора – эриохрома черного, при котором раствор окрасится в красный цвет. Перемешать раствор и сразу титровать из бюретки раствором ЭДТА до перехода красной окраски в синюю. Титрование повторить 3 раза, как в опыте (а). Результаты записать в таблицу.

Общую жесткость воды (в ммоль/экв/л) рассчитывают по формуле

$$\text{Жесткость общая} = \frac{C_{\text{Н}}^{\text{ЭДТА}} \times V_2^{\text{ЭДТА}} \times 1000}{V_1^{\text{H}_2\text{O}}}$$

Вычислить постоянную жесткость:

Жесткость постоянная = Жесткость общая - Жесткость карбонатная.

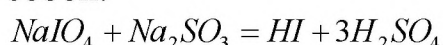
Лабораторная работа №15. Скорость химических реакций

Приборы и реактивы. Метроном. Термостат (три стакана емкостью 200-250 мл) и крышка к нему с отверстиями для пробирок. Термометр на 100 С. Стеклянная палочка, пипетки капельные, фильтровальная бумага, шпатель, лучина, щипцы тигельные, ступка с пестиком, сульфит натрия (кристаллический), двуокись марганца, карбонат кальция (мел), алюминий (фольга и порошок), йод(кристаллический). Растворы: Иодата натрия (0,02 н.), тиосульфата натрия (1н.), серной кислоты(2н.), соляной кислоты (конц.), крахмального клейстера, перекиси водорода(10%-ной).

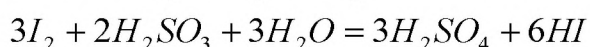
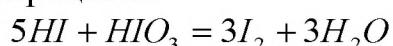
Опыт 1. Влияние концентрации химических веществ на скорость химической реакции в гомогенной системе

а) *Взаимодействие иодата натрия с сульфитом натрия в кислой среде.*

При взаимодействии иодата натрия с сульфитом натрия в присутствии кислоты в растворе образуются сернистая и йодноватая кислоты, которые реагируют между собой:



С момента появления в растворе йодистого водорода, параллельно протекают два процесса:



При этом последняя реакция идет значительно быстрее второй. Поэтому появление в растворе свободного йода происходит только после полного окисления сернистой кислоты. С увеличением концентрации иодата натрия пропорционально увеличивается концентрация йодноватой кислоты, а следовательно, и скорости соответствующего процесса, протекающего с его участием.

Началом реакции следует считать момент сливания растворов, а концом- момент появления в растворе свободного йода. Выделение даже незначительного количества свободного йода легко обнаруживается в присутствии крахмала, так как в результате образования интенсивно окрашенного соединения, раствор приобретает синий цвет.

Выполнение работы. В двух сухих конических пробирках приготовить одинаковые Объемы растворов иодата натрия различной концентрации. Для этого в первую пробирку внести 2 капли 0,02н. раствора иодата натрия и 6 капель,

дистиллированной воды, во вторую пробирку- 4 капли иодата натрия и 4 капли воды. Таким образом, при одинаковом общем объеме растворов иодата натрия, содержание (концентрация) последнего во втором случае будет в два раза больше, чем в первом. Следовательно, если условно обозначим молярную концентрацию иодата в пробирке №1 C моль, то в пробирке №2 будем иметь концентрацию $2C$ моль. Растворы перемешать стеклянными палочками, не вынимая их из пробирок.

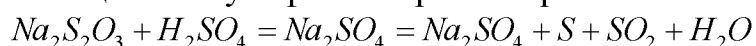
Приготовить восстановительную смесь, для чего два микрошпателя сульфита натрия внести в коническую пробирку и растворить в десяти каплях воды. В раствор добавить 10 капель свежеприготовленного крахмала и две капли 2н. серной кислоты. Смесь размешать стеклянной палочкой. Включить метроном. Внести одну каплю приготовленной восстановительной смеси в пробирку №1. Считая удары метронома, измерить время от момента добавления восстановительной смеси до появления в растворе синей окраски.

Таким же образом внести одну каплю восстановительной смеси в пробирку №2, считая удары метронома. Сопоставить различие в концентрациях иодата натрия с различием времени течения реакции (появление синей окраски) в пробирках №1 и №2.

Запись данных опыта. Данные опыта записать в виде таблицы, в которой указать номер пробирки, количество иодата натрия (концентрация в условных единицах) и время реакции (отсчеты метронома). Записать соответствующий вывод. Как изменилась скорость реакции с изменением концентраций йодата натрия?

б) *Взаимодействие тиосульфата натрия с серной кислотой.*

Реакция тиосульфата натрия с серной кислотой протекает по уравнению:



Выполнение работы. Предварительно проделать качественный опыт, для чего в пробирку внести 5-10 капель 1н. раствора тиосульфата натрия и 3-5 капель 2н. раствора серной кислоты. Наблюдать появление слабой опалесценции и дальнейшее помутнение раствора от выпавшей свободной серы.

Приготовить три раствора тиосульфата натрия различной концентрации. Для этого внутрь сухих конических пробирок внести: в первую- 4 капли 1н. раствора тиосульфата натрия и 8 капель воды, во вторую – 8 капель тиосульфата натрия и 4 капли воды, в третью – 12 капель того же раствора тиосульфата натрия.

(Первую и вторую пробирки осторожно встряхнуть.) Таким образом, в одинаковых объемах полученных растворов будет содержаться различное число молей тиосульфата натрия. Если условно обозначить концентрацию тиосульфата натрия, то в пробирке №1- C моль, в пробирке №2- $2C$ моль, в №3- $3C$ моль.

Включить метроном. В пробирку №1 добавить одну каплю серной кислоты. Считая удары метронома, измерить время от момента добавления кислоты до появления в растворе заметной опалесценции. Так же добавить по одной капле 2н. серной кислоты в пробирки №2 и №3, считать удары метронома до появления в растворе опалесценции.

Запись данных опыта. Данные опыта занести в таблицу:

№ пробирки (наблюдения)	Число капель раствора тиосульфата натрия	Число капель воды	Число капель серной кислоты	Общий объем раствора (число капель)	Концентрация тиосульфата натрия, моль	Число ударов метронома	Скорость реакции в условных единицах, 1/t
1	4	8	1	13	C		
2	8	4	1	13	2C		
3	12	-	1	13	3C		

Начертить график, иллюстрирующий зависимость скорости реакции от концентрации от концентрации реагирующих веществ. На оси абсцисс отложить в определенном масштабе относительные концентрации тиосульфата натрия, на оси ординат – соответствующие им скорости (в условных единицах).

ОПЫТ 2. Влияние температуры на скорость химической реакции в гомогенной системе.

Выполнение работы. Приготовить три термостата: №1, №2, №3, для чего в три стаканчика на 200-250 мл наполнить на 2/3 водой. Стаканчик №1 оставить на столе при комнатной температуре. Температуру воды измерить термометром. Стаканчик №2 и №3 поставить на асбестированные сетки, помещенные на кольца штатива. Под каждую сетку поставить горелку. Нагреть в стакане №3 воду на 100С выше температуры воды чем в стакане №2. Уменьшить пламя горелки в обоих случаях и отрегулировать пламя горелки так, чтобы температура воды была постоянной. Каждый стаканчик покрыть картонной или тонкой деревянной крышкой с тремя отверстиями. В одно из отверстий каждого термостата

поместить небольшой термометр, конец которого погрузить в воду, в другое отверстие - коническую пробирку с 2н. раствором серной кислоты и опущенной в него пипеткой, в третье отверстие- пробирку с 10 каплями 1н. раствора тиосульфата натрия.

Через 10-15 мин. включить метроном. Не вынимая пробирку с тиосульфатом из термостата №1. Добавить в нее одну каплю 2н. серной кислоты из пробирки, находящейся в том же термостате. Считая удары метронома, измерить время от момента добавления кислоты до появления заметной опалесценции. Повторить опыт с раствором тиосульфата натрия в термостатах №2 и №3. Произвести отсчет времени течения реакции по метроному, как и в первом случае.

Запись данных опыта. Полученные данные занести в следующую таблицу:

№ наблюдения	t опыта в градусах Цельсия	Время течения реакции (число ударов секундомера)	Скорость в условных единицах, 1/t

Сделать вывод о зависимости скорости химической реакции от температуры.

Опыт 3. Влияние катализатора на скорость химической реакции.

а) *Каталитическое влияние воды на реакцию взаимодействия алюминия с йодом.*

Выполнение работы. В цилиндрическую пробирку внести микрошпателем небольшое количество порошка алюминия и мелко растертый йод. Размешать все стеклянной палочкой. Отметить, что реакция почти не идет. Добавить в пробирку одну каплю воды. Отметить, как влияет добавление воды на скорость течения данной реакции.

Запись данных опыта. Все наблюдения записать в журнал. Написать уравнение реакции взаимодействия алюминия с йодом.

б) *Каталитическое разложение перекиси водорода.*

Выполнение работы. В коническую пробирку внести 3-5 капель 10%-го раствора перекиси водорода. Отметить, что в обычных условиях разложения перекиси водорода не наблюдается.

К раствору перекиси водорода добавить несколько крупинок двуокиси марганца. Что наблюдается? Поднесите тлеющую лучину к горлу пробирки. Какой газ выделяется?

Запись данных опыта. Все наблюдаемое описать, ответить на вопросы. Написать уравнение реакции разложения перекиси водорода.

Указать различие в скорости реакции разложения перекиси водорода при отсутствии двуокиси марганца и при ее добавлении. Какого значение двуокиси марганца в этой реакции.

Опыт 4. Влияние величины поверхности реагирующих веществ на скорость химической реакции в гетерогенной системе.

а) Горение металлического алюминия.

Выполнение работы. Взять тигельными щипцами маленький кусочек алюминиевой фольги и внести его в пламя горелки. Отметить, что горения алюминия не наблюдается.

В это же пламя внести мелкий порошок алюминия. Для этого следует взять небольшое количество алюминиевого порошка шпателем и посыпать на пламя горелки.

Запись данных опыта. Отметить наблюдаемое явление, написать соответствующее уравнение реакции и сделать вывод о влиянии величины поверхности реагирующего вещества на скорость реакции.

б) Растворение карбоната кальция в соляной кислоте.

Выполнение работы. Взять два, по возможности одинаковых кусочка мела, величиной с горошину. Один из них растолочь на кусочек фильтровальной бумаги и стеклянной палочкой измельчить его в порошок. Полученный порошок поместить в коническую пробирку. Второй кусочек мела целиком опустить в другую пробирку. В обе пробирки одновременно добавить одинаковое количество (10-20 капель) соляной кислоты плотностью 1,19г/см.куб. Наблюдать полное растворение мела.

Запись данных опыта. Описать все наблюдения. Написать уравнение соответствующей реакции. Объяснить, почему скорость растворения мела в этих двух случаях различна.

Лабораторная работа № 15. Влияние изменения концентрации реагирующих веществ на смещение химического равновесия

Приборы и реактивы. Четыре конические пробирки. Стеклянные палочки. Йодная вода. Растворы хлорида трехвалентного железа (0,0025н), раствор роданида калия (0,0025н), мышьяковистая кислота, крахмальный клейстер.

Опыт №1. Смещение равновесия обратимой реакции между хлорным железом и роданистым калием.

Выполнение работы. В четыре конические пробирки внести по 5-7 капли 0,0025н растворов хлорида трехвалентного железа и роданида калия. Растворы размешать стеклянной палочкой и поставить в штатив. Одну пробирку отложить, для сравнения результатов опыта. В остальные пробирки добавить следующие реактивы: в первую-1 каплю насыщенного раствора хлорида трехвалентного железа, во вторую- 1 каплю насыщенного раствора роданида калия, в третью-

несколько кристалликов хлорида калия. Сравнить интенсивность окраски полученных растворов с интенсивностью окраски эталона.

Запись данных опыта. Записать свои наблюдения. Составить уравнение соответствующее обратимой реакции и написать выражение для константы ее равновесия.

1. Какие вещества находятся в исследуемом растворе при состоянии равновесия?

2. Какое вещество придает раствору красную окраску?

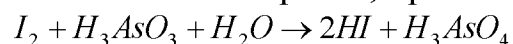
3. Как изменяется интенсивность окраски раствора, и в каком направлении смещается равновесие данной равновесной системы при добавлении: а) хлорида трехвалентного железа, б) роданида калия, в) хлорида калия?

Как изменяется при этом в каждом отдельном случае концентрации компонентов равновесной системы: а) роданида железа, б) хлорида железа, в) хлорида трехвалентного железа, г) роданида калия по сравнению с их концентрациями при установлении первоначального равновесия?

Опыт 2. Смещение равновесия обратимого процесса окисления мышьяковистой кислоты йодом.

Обращаться с соединениями мышьяка следует *очень осторожно, т.к. они ядовиты*. Мышьяковистые препараты лаборант выдает студенту непосредственно перед проведением опыта.

Выполнение работы. Внести в коническую пробирку 5 капель йодной воды и 2 капли свежеприготовленного раствора крахмала. К полученному синему раствору добавить 1 каплю раствора мышьяковистой кислоты. Отметить исчезновение синей окраски, при этом протекает обратимая реакция.



К обесцвеченному раствору добавить 5-6 капель мышьяковой кислоты. Запись данных опыта. Отметить и объяснить наблюдаемые явления, в частности, исчезновение синей окраски и появление ее вновь (окраска появляется медленно).

3. Оценивание результатов сформированности компетенции ОПК-6.1

Методические рекомендации по написанию курсовой работы

Курсовая работа по дисциплине «Неорганическая химия» является первой официальной, самостоятельной, творческой и, в немалой степени, научно-исследовательской работой студентов. Ее оценка научным руководителем фиксируется в зачетной книжке и впоследствии выставляется в диплом. Более того, материалы курсовой работы могут быть использованы студентом в его дальнейшей научной и учебной деятельности: при подготовке научных докладов для выступления на различных конференциях. Качественно подготовленная курсовая работа может стать первоначальным фундаментом выпускной квалификационной работы и впоследствии даже магистерской или кандидатской диссертации.

Задачи написания курсовой работы:

1. Приобретение новых теоретических знаний в соответствии с темой работы и заданием руководителя;
2. Формирование у студентов навыков и умений проведения различного рода научно-исследовательских работ;
3. Показать умение студентов находить и анализировать различные источники учебного и научного характера;
4. Научить студентов применять полученные на первом курсе обучения знания о различных закономерностях химических процессов;
5. Показать способность студентов к творческой и научно-исследовательской работе, умение формулирования самостоятельных выводов по решению той или иной теоретической или практической проблемы, возможность аргументировать свое заключение;
6. Выработка у студентов навыков и умений правильно оформлять проведенное исследование;
7. Совершенствование профессиональной подготовки будущих специалистов.

К основным требованиям, предъявляемым к курсовой работе, относятся:

1. Курсовая работа должна быть выполнена студентом самостоятельно и носить творческий и научно-исследовательский характер;
2. Она должна основываться на анализе различного материала, начиная от периодической и справочной и заканчивая научной и учебной литературой;
3. Курсовая работа должна быть правильно оформлена, в соответствии со всеми требованиями;
4. Изложенный материал должен быть хорошо аргументированным;
5. Структура работы должна отличаться стройностью, логической продуманностью и полностью соответствовать заявленной тематике.

1. ПЕРВЫЙ ЭТАП

1.1. Выбор темы курсовой работы

Тему курсовой работы по дисциплине «Неорганическая химия» можно выбрать из примерного перечня тем. Допускается написание курсовой работы и по теме, которая отсутствует в примерном перечне тем, но только после

предварительной консультации и утверждения ее научным руководителем. В противном случае работа может быть не зачтена.

1.2. Регистрация темы курсовой работы и выбор научного руководителя

После того как определились с интересующей темой будущей курсовой работы, необходимо зарегистрировать ее на кафедре неорганической и аналитической химии. Дублирование тем курсовых работ не допускается, в связи с этим, рекомендуется, как можно раньше выбрать и зарегистрировать тему курсовой работы.

1.3. Консультирование с научным руководителем

После того как вы выбрали тему курсовой работы, необходимо встретиться с научным руководителем и проконсультироваться с ним. Для этого подойдите в часы консультации вашего научного руководителя (время и дату консультаций преподавателей кафедры можно узнать у лаборанта кафедры при регистрации темы или на стенде кафедры), уточните тематику работы, согласуйте план курсовой работы, а также выясните все интересующие вас вопросы. В связи с этим рекомендуется заранее посмотреть определенную литературу по теме вашей работы, составить предварительный план работы, записать все непонятные и интересующие вас вопросы и т.д.

Научный руководитель осуществляет контроль за процессом выполнения работы, а по окончании ее подготовки проверяет и дает на нее рецензию

2. ВТОРОЙ ЭТАП

2.1. Составление плана курсовой работы

План работы – это первоначальная основа работы, от грамотного составления которой зависит правильность написания и полнота раскрытия выбранной темы. Составление плана – это непростая задача, так как при этом уже необходимо владение материалом по выбранной теме курсовой работы, и, кроме того, он должен с одной стороны полно раскрывать содержание заявленной темы, а с другой наоборот не выходить за рамки предмета исследования. Более того, план должен быть логически выстроенным, т. е. последовательно раскрывать обозначенную тему.

Согласно устоявшейся традиции по написанию научных работ план должен состоять из введения, двух-трех глав по два-три параграфа в каждой (не допускается глава без разделения хотя бы на два параграфа), заключения и списка использованных источников и литературы. При этом надо помнить, что название глав не должно ни в коем случае повторять название темы, а название параграфов – название глав.

Студент может составить план самостоятельно, но тогда, конечно же, требуется согласование плана с научным руководителем. Кроме того, в процессе написания, в связи с нахождением студентом интересного материала, а также по другим причинам, план работы может меняться и корректироваться. И в этом случае также необходимо предварительное согласие научного руководителя.

2.2. Подбор и анализ источников и литературы

Основная часть работы должна быть основана на анализе различных источников научного (различные монографии, статьи, диссертации и авторефераты диссертаций) и учебного плана (например, учебники или учебные пособия) как отечественных, так и зарубежных авторов. Данная литература либо берется в библиотеке, либо из Интернет-ресурсов, либо из других источников.

Кроме того, студент должен показать способности поиска необходимой информации для написания исследования, поэтому в данном пособии не приводится список рекомендуемой литературы, так как необходимые материалы студенты должны найти сами и тем самым продемонстрировать свои научно-исследовательские навыки по поиску информации.

Любое цитирование как научной и учебной литературы, так и периодических и справочных изданий, должно быть дословным либо изложенным своими словами, максимально повторяющими смысл первоисточника, а после каждого цитирования обязательно ставится ссылка, в которой указываются все данные об авторе и источнике цитируемого материала.

3. ТРЕТИЙ ЭТАП

3.1. Структура курсовой работы

Структура курсовой работы должна соответствовать избранной теме, способствовать ее полному раскрытию и решению поставленных цели и задач. В структуру курсовой работы входят следующие элементы:

1. Титульный лист.
2. Содержание.
3. Введение.
4. Основное содержание, включающее в себя теоретическую часть, которая должна содержать не менее двух параграфов.
5. Заключение.
6. Список источников и литературы.
7. Приложения.

3.2. Требования к структурным элементам курсовой работы

3.2.1. Титульный лист

Титульный лист является первой страницей курсовой работы и служит источником информации, необходимой для обработки и поиска документа.

3.2.2. Содержание

Содержание включает введение, наименование всех разделов, подразделов, заключение, список использованных источников и литературы, приложения с указанием номеров страниц, на которых размещается начало материала.

3.2.3. Введение

Курсовая работа начинается с введения, однако это не означает, что начинать ее написание необходимо с данного раздела. Как это не парадоксально звучит, но рекомендуется приступать к написанию введения в последнюю очередь или, по крайней мере, когда будет закончена содержательная часть курсовой работы.

Во введении обязательно должны содержаться указания на:

- актуальность темы исследования;
- объект курсовой работы;
- предмет курсовой работы;
- цели и задачи исследования;
- методологическая основа исследования;
- теоретическая основа курсовой работы;
- структура работы.

Актуальность темы исследования. В данном разделе указывается значимость проведения исследования именно по данной теме на современном этапе развития химической промышленности и химической науки, а также обосновывается позиция автора по выбору им тематики курсовой работы. Кроме того, здесь может быть затронута практическая и теоретическая ценность исследования в выбранном направлении. Однако необходимо помнить, что актуальность не должна занимать слишком много места, оптимальный объем составляет 1/2 или 2/3 страницы.

Цели и задачи исследования. Цели исследования predetermined предметом курсовой работы, непосредственно вытекают из него, а задачи, в свою очередь, predetermined целью исследования. Чаще всего цель исследования одна, а задач, естественно, несколько. Цель курсовой работы – это тот ориентир, то конечное состояние, которое автор стремится в итоге достигнуть. Цели с задачами соотносятся как общее и частное, то есть задачи – это определенные промежуточные пункты, которые необходимо достичь, чтобы осуществить общую цель.

3.2.4. Содержательная часть курсовой работы

Данный раздел курсовой работы состоит из нескольких глав и параграфов, в которых собственно и проводится само исследование, необходимо, чтобы они были последовательными и логически выстроенными. Поэтому следует соблюдать логическое построение материала и плавные переходы мысли из одного параграфа в другой. При этом очень важно, чтобы автор не только переписывал имеющийся материал, но и глубоко анализировал его, приводя различные размышления по данному поводу. В идеале курсовая работа должна содержать не просто анализ, а критический анализ различных источников, а автор должен излагать и свое видение проблематики.

Оптимальный объем содержательной части курсовой работы должен составлять примерно 13-18 страниц.

3.2.5. Заключение

В заключении приводится краткий ретроспективный обзор проведенной в исследовании работы, указываются узловые моменты исследования, излагаются теоретические и практические выводы, к которым пришел студент в результате исследования, а также предложения по улучшению, оптимизации состояния изучаемого вопроса. Они должны быть краткими и четкими, дающими полное представление о содержании, значимости, обоснованности и эффективности предлагаемых разработок. Оно представляет результат научного творчества студента, краткий итог курсовой работы. По объему заключение составляет 1-2 страницы .

3.2.6. Список литературы

В содержание данный элемент должен быть отражен как Список источников и литературы. Он должен включать в себя не менее 10 источников, используемых при написании работы. Литературные источники группируются в алфавитном порядке или в порядке использования материала источника в курсовой. Если авторы работ являются однофамильцами, учитывается алфавит их инициалов. Если в списке есть работы одного автора, то они выстраиваются по алфавиту названий книг и статей.

Источники на иностранных языках, как и Интернет-сайты указываются после перечня основной литературы на русском языке в алфавитном порядке.

3.2.7. Приложения

В приложении следует помещать вспомогательный материал, который при включении в основную часть загромождает текст. К вспомогательному материалу относятся большие таблицы, графики, схемы, рисунки.

3.3. Научный руководитель

Научный руководитель осуществляет руководство на протяжении всего времени подготовки и написания курсовой работы, а в конце дает рецензию на выполненную работу и на защите определяет, оценивает качество и самой работы, и непосредственно процесса защиты работы студентом. В связи с этим можно обращаться к научному руководителю по поводу всех неясных или уточняющих вопросов. К ним относятся:

- помощь научного руководителя при выборе тематики работы и составления ее плана;
- оказание помощи в подборе учебных и научных источников;
- рекомендации по написанию курсовой работы, в том числе разрешение спорных вопросов;
- разъяснение правил оформления курсовой работы;
- предварительная проверка отдельных глав или параграфов работы и т. д. и т. п.

3.4. Наиболее часто встречаемые ошибки при написании курсовой работы

- содержание работы полностью или частично не соответствует заявленной тематике;
- переписывание одного или нескольких учебников;
- отсутствуют резюмирующие выводы, к которым пришел автор в результате исследования;
- не показана работа с периодическими изданиями;
- отсутствует авторское мнение в работе.

4. ЧЕТВЕРТЫЙ ЭТАП

4.1. Оформление курсовой работы

4.1.1. Общие требования

Курсовая работа набирается на компьютере в текстовом редакторе Microsoft Word. Рекомендуется следующий вариант форматирования текста: шрифт – Times New Roman размером 14 пт., междустрочный интервал – полуторный, выравнивание текста на странице – по ширине. Работа печатается на одной стороне листа белой бумаги формата А4 со следующими полями: левое – 25 мм, верхнее – 20 мм, нижнее – 20 мм, правое – 15 мм. Рекомендуемый объем курсовой работы составляет 20-25 страниц печатного текста.

На титульном листе между сведениями об авторе работы и его фамилией ставится подпись автора, подтверждающая личное написание курсовой работы.

Каждая структурная часть курсовой работы (введение, глава, заключение, список использованных источников и литературы) начинается с новой страницы.

Страницы курсовой работы следует нумеровать арабскими цифрами, соблюдая сквозную нумерацию по всему тексту работы в центре нижней части листа без точки. Титульный лист включают в общую нумерацию страниц, но номер страницы на титульном листе не проставляется.

Наименования структурных элементов курсовой работы: «СОДЕРЖАНИЕ», «ВВЕДЕНИЕ», «ЗАКЛЮЧЕНИЕ», «СПИСОК ИСПОЛЬЗОВАННЫХ ИСТОЧНИКОВ И ЛИТЕРАТУРЫ», а также названия глав следует печатать полужирным шрифтом, выравнивание по центру без абзацного отступа и точки в конце прописными буквами, не подчеркивая.

Заголовки параграфов, пунктов и подпунктов следует печатать с прописной буквы, не подчеркивая, без точки в конце. Если заголовок включает несколько предложений, их разделяют точками. Переносы слов в заголовках не допускаются.

Расстояние между заголовками курсовой работы, разделами основной части и текстом должно быть не менее 3 (2 x 1,5 интервала) интервалов.

Введение и заключение не нумеруются.

Главы, параграфы, пункты и подпункты работы нумеруются арабскими цифрами с точкой .

4.1.2. Ссылки и сноски

Сноски в курсовой работе применяются тогда, когда автор желает либо уточнить какой-либо факт, либо расшифровать то или иное утверждение, или что-либо прокомментировать и т. п. Сноски приводятся в конце страницы, а нумерация и оформление осуществляется также как и в случае использования ссылок.

Ссылки же применяются в том случае, когда используются или цитируются источники или литература, а также другие факты, взятые из источников и литературы. Рекомендуются использовать в курсовой работе подстрочные ссылки с постраничной нумерацией арабскими цифрами.

Для оформления ссылок и сносок следует использовать функцию в Microsoft Word 97-2003 «вставка – ссылка – вставить сноску», в Microsoft Word 2007 «ссылки – вставить сноску». Знак ссылки, если примечание относится к отдельному слову, должен стоять непосредственно у этого слова. Если же он относится к предложению или группе предложений, то ставится после знака препинания в их конце. Подстрочные ссылки нумеруются арабскими цифрами без скобки на каждой странице, начиная с цифры 1. На каждой следующей странице нумерацию ссылок начинают сначала.

В ссылке обязательно приводятся следующие данные: фамилия и инициалы автора(ов), название работы, место, год издания и страница(ы) откуда цитируется или другим образом используется в курсовой работе данный источник или литература.

Если цитирование производится не по первоисточнику, а по работе другого автора, этот факт необходимо обозначать в ссылке. В таких случаях она начинается со слов «Цит. по:», а далее оформляется, как было указано выше. Цитирование источника может быть дословным, в этом случае такая цитата заключается в кавычки в тексте курсовой работы, а любое исправление в ней не допускается. Если же вы все равно сделали незначительные изменения, то необходимо сразу после них указать в круглых скобках то, что вы изменили и поставить первые буквы вашего имени и фамилии. Если же цитирование осуществляется не дословно, но при этом главная мысль заимствована из источника, тогда заключать цитату в кавычки не требуется, однако необходимо поставить ссылку.

4.1.3. Оформление списка использованных источников и литературы

Список использованных источников и литературы должен состоять из четырех разделов:

1. Периодические издания.
2. Научная и учебная литература включает в себя различные научные и учебные издания, монографии, статьи, диссертации, авторефераты диссертаций и т.д.
3. Издания на иностранном языке.
4. Интернет-ресурсы.

4.1.4. Иллюстрации

Иллюстрации (фотографии, рисунки, схемы, графики) располагаются в курсовой работе непосредственно на странице с текстом после абзаца, в котором они упоминаются впервые, или отдельно на следующей странице. Иллюстрации, которые расположены на отдельных листах, должны включаться в общую нумерацию страниц.

Иллюстрации обозначают словом «Рисунок» и нумеруют последовательно в пределах параграфа. Номер иллюстрации должен состоять из номера параграфа и порядкового номера иллюстрации, разделенных точкой. Например: **Рис.1.2** (второй рисунок первого параграфа). Номер иллюстрации, ее название и поясняющие подписи помещают последовательно под иллюстрацией. Если в курсовой работе приведена одна иллюстрация, то ее не нумеруют и слово «Рисунок» не пишут.

Иллюстрации должны иметь наименование, которое дается после номера рисунка. При необходимости иллюстрации снабжают поясняющими подписями (подрисуночный текст). Номер иллюстрации, ее название и поясняющие подписи помещают под иллюстрацией.

Иллюстрации должны быть расположены так, чтобы их было удобно рассматривать без поворота работы или с поворотом по часовой стрелке. Качество иллюстраций должно обеспечивать их четкое воспроизведение.

4.1.5. Таблицы

Цифровой материал, как правило, должен оформляться в виде таблиц. Каждая таблица должна иметь заголовок, который располагают над таблицей и печатают в начале строки. Надпись «Таблица» с указанием её номера помещается в правом верхнем углу над заголовком таблицы. Заголовок и слово «Таблица» начинают с прописной буквы. Подчеркивать заголовок не следует. Точка в конце заголовка не ставится.

Заголовки граф должны начинаться с прописных букв, подзаголовки - со строчных, если они составляют одно предложение с заголовком, и с прописных, если они самостоятельные. Деление заголовка таблицы по диагонали не допускается. Высота строк в таблице должна обеспечивать четкое воспроизведение включенной в нее информации. Графа «№ п/п» в таблицу не включается.

Таблицы нумеруются последовательно (за исключением таблиц, приведенных в приложении) в пределах параграфа. В правом верхнем углу над соответствующим заголовком таблицы помещается надпись «Таблица» с указанием её номера. Номер таблицы должен состоять из номера параграфа и порядкового номера таблицы, разделенных точкой, например: «Таблица 1.2» (вторая таблица первого параграфа). Если в курсовой работе одна таблица, её не нумеруют и слово «Таблица» не пишут.

Таблица размещается после первого упоминания о ней в тексте таким образом, чтобы ее можно было читать без поворота работы или с поворотом по часовой стрелке.

Таблицу с большим количеством строк допускается переносить на другой лист. При переносе части таблицы на другой лист (страницу) слово «Таблица» и номер её указываются один раз справа над первой частью таблицы, над другими частями пишут слово «Продолжение». Если в работе несколько таблиц, то после слова «Продолжение» указывается номер таблицы, например: «Продолжение табл. 1.2». При переносе таблицы на другой лист (страницу) заголовок помещается только над первой её частью.

Таблицу с большим количеством граф допускается делить на части и помещать одну часть под другой в пределах одной страницы. Если строки графы таблицы выходят за формат страницы, то в первом случае в каждой части таблицы повторяется её головка, во втором случае – боковик.

Если повторяющийся в разных строках графы таблицы текст состоит из одного слова, его после первого написания допускается заменять кавычками; если из двух и более слов, то при первом повторении его заменяется словами «То же», а далее – кавычками. Ставить кавычки вместо повторяющихся цифр и иных символов не допускается. Если цифровые или иные данные в какой-либо строке таблицы не приводятся, то в ней ставится прочерк.

4.2. Правила скрепления курсовой работы

Курсовая работа должна быть аккуратно скреплена путем использования переплета или с помощью использования папки – скоросшивателя. Не допускается при скреплении курсовой работы использовать папку с индивидуальными файлами, в которые по отдельности вкладывается каждый лист, так как это затрудняет делать исправления в процессе ее проверки.

Наиболее часто встречаемые ошибки при оформлении курсовой работы:

- неправильное оформление (отсутствуют номера страниц, сноски, список источников и литературы оформлен не в соответствии с вышеуказанными правилами и т. д.);
- небольшое количество источников в списке использованных источников и литературы;
- использование в работе различных шрифтов;
- текст или полностью, или частично не выровнен по ширине;

- точки в конце заголовка;
- неправильно оформлены рисунки;
- неправильно оформлены таблицы.

5. ПЯТЫЙ ЭТАП

5.1. Проверка и защита курсовой работы

5.1.1. Проверка курсовой работы научным руководителем

После того как курсовая работа выполнена и надлежащим образом оформлена, рекомендуется еще раз ее внимательно прочитать и проверить на наличие различных ошибок, в том числе и грамматических, и неточностей. После этого работа сшивается и сдается на кафедру неорганической и аналитической химии, где регистрируется лаборантом кафедры и передается на проверку научному руководителю. Если работа соответствует всем предъявляемым и выше перечисленным требованиям, то она допускается к защите. При этом научный руководитель подготавливает рецензию на курсовую работу, в которой могут быть указаны определенные незначительные замечания или основные вопросы, на которые следует обратить внимание при защите курсовой работы. Курсовая работа возвращается обратно студенту для подготовки к защите.

Если работа не соответствует предъявляемым требованиям, то она не допускается до защиты и передается студенту на доработку. При этом на не допущенную работу также научным руководителем составляется рецензия, в которой отражаются те недостатки, которые необходимо устранить.

5.1.2. Примерные критерии оценки курсовой работы

В курсовой работе студент должен показать:

- профессиональную эрудированность, знание общей и специальной литературы;
- умение планировать и проводить исследование;
- способность видеть взаимосвязь проблем и вопросов теории и практики;
- умение сопоставлять и анализировать научные подходы и идеи;
- умение логично и стройно излагать материал в соответствии с планом;
- умение делать выводы и обобщения;
- умение объяснить и защитить положения работы.

Общими требованиями к курсовой работе и первичными критериями качества её выполнения являются:

- логичность в изложении материала при раскрытии темы;
- обоснованность (социальная и научная) актуальности темы и точность постановки проблемы исследования;

- конкретность целей и задач исследования, принципиальная возможность их достижения и решения в ходе работы;
- полнота изложения вопросов плана;
- привлечение достаточно широкого круга учебной и научной литературы и, в первую очередь, первоисточников;
- самостоятельность и доказательность выводов и предложений, которые содержатся в соответствующих разделах работы и заключении;
- грамотность написания, правильность и аккуратность оформления.

«Отлично» выставляется в том случае, если работа выполнена без замечаний и в ней присутствует большая доля самостоятельных авторских выводов и предложений. Студент в процессе защиты хорошо владеет содержанием проведенного исследования, смог ответить на все поставленные вопросы, входящие в предмет исследования курсовой работы, смог в должном образе аргументировать свои выводы, опираясь на проанализированные источники и литературу.

«Хорошо» выставляется в том случае, если тема курсовой раскрыта полностью, но имеются замечания по оформлению курсовой или студент в процессе защиты не смог ответить на все поставленные вопросы, входящие в предмет исследования курсовой работы.

«Удовлетворительно» выставляется в том случае, если тема курсовой раскрыта не полностью, имеются замечания по оформлению, студент в процессе защиты не смог ответить на все поставленные вопросы, входящие в предмет исследования курсовой работы, плохо ориентировался в теме.

«Неудовлетворительно» выставляется в том случае, если работа не соответствует предъявляемым требованиям.

**Примерный перечень тем для курсовых работ по дисциплине
«Неорганическая химия»**

1. Литий.
2. Ионные соли лития.
3. Бериллий.
4. Соединения бериллия.
5. Химия водных растворов бериллия (II).
6. Комплексные соединения бериллия (II).
7. Ионные соединения натрия.
8. Ионные соединения калия.
9. Гидриды щелочных и щелочноземельных металлов.
10. Алюминий.
11. Свойства соединений галлия.
12. Соединение индия.
13. Соединения таллия (I) и таллия (II).
14. Магний.

15. Кальций.
16. Стронций.
17. Барий.
18. Марганец.
19. Межмолекулярные взаимодействия.
20. Природа связи в соединениях водорода.
21. Радиоактивные и синтезированные элементы.
22. Золото. Соединения. Применение.
23. Биологическая роль неорганических соединений.
24. Ртуть. Соединения. Применение.
25. Железо. Соединения. Применение.
26. Платиновые металлы.
27. Никель. Соединения. Применение.
28. Коррозия металлов.
29. Кобальт. Соединения кобальта.
30. Редкоземельные элементы.
31. Комплексные соединения серебра.
32. Медь. Соединения. Сплавы.
33. Жидкостная экстракция неорганических веществ.
34. Общие свойства металлов.
35. Неорганические процессы в художественной литературе.
36. Неорганическая химия и окружающая среда.
37. Химические элементы в организме человека.
38. Висмут. Соединения. Свойства. Применение.
39. Серебро. Соединения серебра. Применение.
40. Химические яды и противоядия.
41. Методы очистки неорганических веществ.
42. Металлы, которые всегда с тобой.
43. Свойства переходных элементов.
44. История открытия Периодического закона и Периодической системы химических элементов.
45. Русские ученые и химия: вклад в развитие науки.
46. Менделевый.
47. Инертные газы.
48. История развития химии. Алхимия.
49. Неорганическая химия и искусство.
50. Неорганическая химия в быту.
51. Графен – самая тонкая материя.
52. Эта удивительная вода.
53. Комплексные соединения кобальта.
54. Михаил Васильевич Ломоносов.
55. Дмитрий Иванович Менделеев.
56. Аллотропные модификации углерода.
57. Драгоценные камни: состав, строение и свойства.
58. Радиоактивные металлы. Радиоактивность.

59. Химическая связь.
60. Теории строения атома.
61. Окислительно-восстановительные процессы.
62. Гелий.
63. Азот и его соединения.
64. Мышьяк и его соединения.
65. Цинк.
66. Теория комплексных соединений А. Вернера.
67. Истории открытия химических элементов и их названий.
68. Занимательные опыты в неорганической химии.
69. Сплавы металлов. Получение. Применение. Свойства.
70. Теории кислот и оснований.
71. Гидролиз солей.
72. Основные законы химии.
73. Сера. Свойства. Соединения серы.
74. Щелочные металлы.
75. Галогены.
76. Хром. Соединения. Свойства. Применение.
77. Кислород. Соединения кислорода.
78. Вольфрам.
79. Способы получения, сбора и определения газообразных веществ.
80. Аллотропные модификации неметаллов

VII. Материально-техническое обеспечение дисциплины

В ходе изучения дисциплины используется приборная база для проведения физико-химического анализа, которым располагают лаборатории кафедры неорганической и аналитической химии химико-технологического факультета.

VIII. Сведения об обновлении рабочей программы дисциплины

№п.п.	Обновленный раздел рабочей программы дисциплины	Описание внесенных изменений	Реквизиты документа, утвердившего изменения
1.	Раздел V. Аннотации	Измены часы лекций и практических занятий согласно учебному плану на 2021-2022 уч. год	Протокол №11 от 28.04.21г. заседания ученого совета химико-технологического факультета
2.	Раздел V. Учебно-методическое и информационное обеспечение дисциплины	Дополнен список основной и дополнительной литературы	Протокол №11 от 28.04.21г. заседания ученого совета химико-технологического факультета