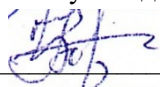


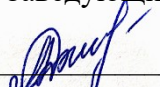
МИНОБРНАУКИ РОССИИ
Федеральное государственное бюджетное
образовательное учреждение высшего образования
«Астраханский государственный университет имени В. Н. Татищева»
(Астраханский государственный университет им. В. Н. Татищева)

СОГЛАСОВАНО
Руководитель ОПОП

 С.Б. Носачев

«15» мая 2025 г.

СОГЛАСОВАНО
Заведующий кафедрой

 Л.А. Джигола

«15» мая 2025 г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ

«Неорганическая химия»

Составитель	Степкина Н.Н., доцент, к.х.н, доцент кафедры фундаментальной и прикладной химии
Согласовано с работодателями:	Фидурова С.Н., заместитель начальника отдела физико-химических исследований инженерно- технического центра ООО «Газпром добыча Астрахань»; Лукин Н.В., Директор МБОУ г. Астрахани «Лицей №2»
Направление подготовки / специальность	04.05.01 ФУНДАМЕНТАЛЬНАЯ И ПРИКЛАДНАЯ ХИМИЯ
Направленность (профиль) / специализация ОПОП	
Квалификация (степень)	Химик. Преподаватель химии
Форма обучения	очная
Год приёма	2025
Курс	1
Семестры	1-2

1. ЦЕЛИ И ЗАДАЧИ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

1.1. Целями освоения дисциплины «Неорганическая химия» являются ознакомление студентов с теоретическими основами неорганической химии, приобретение навыков по методам и способам синтеза неорганических веществ, описание их свойств на основе закономерностей, вытекающих из периодического закона и Периодической системы элементов.

1.2. Задачи освоения дисциплины:

- изучение основных понятий и законов химии;
- изучение строения атомов и молекул;
- изучение основных представлений об образовании химической связи;
- рассмотрение основных классов неорганических веществ, номенклатуры неорганических соединений;
- ознакомление с основами химической кинетики и термодинамики;
- осуществление в лабораторных условиях получения и исследования химических свойств неорганических соединений.

2. МЕСТО ДИСЦИПЛИНЫ В СТРУКТУРЕ ОПОП

2.1. Учебная дисциплина «Неорганическая химия» относится к обязательной части и осваивается в 1 и 2 семестрах.

Неорганическая химия – первый специальный предмет, изучаемый студентами химического отделения. Материал данного курса состоит из двух основных разделов. Раздел 1 – общая химия, раздел 2 – неорганическая химия (химия элементов и их соединений). Глубокое усвоение основ химии создаёт теоретическую базу для всей системы химических знаний.

2.2. Для изучения данной учебной дисциплины необходимы следующие знания, умения, навыки, формируемые при изучении химии в средней школе. Следовательно, «входные» знания и умения обучающегося связаны со знанием теоретических основ школьного курса химии.

Знания: место неорганической химии в ряду других естественных дисциплин, ее значение в жизни современного общества. Основные понятия и законы химии, строение атомов и молекул, основные квантово-механические представления об образовании химической связи, основные классы неорганических веществ, номенклатура неорганических соединений, основы химической термодинамики и ее использование в неорганической химии, растворы, комплексные соединения.

Умения: прогнозировать и обосновывать свойства веществ; раскрывать причинно-следственные связи между строением и свойствами веществ; представлять реальную сущность простого и сложного вещества, его разнообразные превращения; получать ответы на вопрос - почему протекают химические реакции, используя представления о структуре вещества, термодинамических аспектах, окислительно-восстановительных процессах; проводить химическую идентификацию неорганических соединений; осуществлять в лабораторных условиях выделение и исследование химических свойств неорганических соединений.

Навыки: техники безопасности при выполнении работ в лаборатории неорганической химии, регистрации и обработки результатов химических экспериментов, методов отбора материала для теоретических занятий и лабораторных работ.

2.3. Последующие учебные дисциплины (модули) и (или) практики, для которых необходимы знания, умения, навыки, формируемые данной учебной дисциплиной:

- аналитическая химия
- органическая химия
- физическая химия

- практикум по решению задач
- строение вещества
- химическая технология
- коллоидная химия
- химические основы биологических процессов
- учебная (ознакомительная) практика

3. ПЛАНИРУЕМЫЕ РЕЗУЛЬТАТЫ ОБУЧЕНИЯ ПО ДИСЦИПЛИНЕ

Процесс освоения дисциплины направлен на формирование элементов следующих компетенций в соответствии с ФГОС ВО и ОПОП ВО по данному направлению подготовки / специальности:

общепрофессиональных (ОПК):

ОПК-1 Способен анализировать, интерпретировать и обобщать результаты экспериментальных и расчетно-теоретических работ химической направленности

ОПК-2 Способен проводить химический эксперимент с использованием современного оборудования, соблюдая нормы техники безопасности

Таблица 1. Декомпозиция результатов обучения

Код компетенции и	Код и наименование индикатора достижения компетенции	Планируемые результаты обучения по дисциплине		
		Знать (1)	Уметь (2)	Владеть (3)
ОПК-1	ОПК-1.1 Систематизирует и анализирует результаты химических экспериментов, наблюдений, измерений, а также результаты расчетов свойств веществ и материалов	- основы неорганической химии: современные представления о строении вещества, зависимости строения и свойств веществ от электронной структуры атомов и характера химических связей	- проводить расчеты свойств веществ и материалов; - прогнозировать ход эксперимента	- навыками оформления результатов химических экспериментов, наблюдений, измерений
	ОПК-1.2 Предлагает интерпретацию результатов собственных экспериментов и расчетно-теоретических работ с использованием теоретических основ традиционных и	- термодинамическое и кинетические закономерности протекания обменных и окислительно-восстановительных процессов для анализа и интерпретации результатов химических	- предлагать интерпретацию результатов собственных экспериментов и расчетно-теоретических работ с использованием теоретических основ традиционных и новых разделов	- основами неорганической химии, методами анализа и интерпретации результатов химических экспериментов, наблюдений и измерений, подходами к объяснению химических

Код компетенции	Код и наименование	Планируемые результаты обучения по дисциплине		
		Знать (1)	Уметь (2)	Владеть (3)
	новых разделов химии	экспериментов, наблюдений и измерений	химии	явлений, происходящих в природе, быту и на производстве
	ОПК-1.3 Формулирует заключения и выводы по результатам анализа литературных данных, собственных экспериментальных и расчетно-теоретических работ химической направленности	- основы термодинамики, кинетики, математической обработки результатов, алгоритм расчета погрешности эксперимента	использовать кинетический и термодинамический подход к описанию химических процессов с целью оптимизации условий их практической реализации, анализировать и интерпретировать полученные результаты	- навыками подведения итоговых заключений по результатам анализа литературных данных, собственных экспериментальных и расчетно-теоретических работ химической направленности
	ОПК-1.4 Владеет навыками проведения химического эксперимента, основными синтетическими и аналитическими методами получения и исследования химических веществ и реакций	- основные синтетические и аналитические методы получения и исследования химических веществ и реакций.	- предлагать и применять основные синтетические и аналитические методы получения и исследования химических веществ и реакций.	- навыками проведения химического эксперимента, основными синтетическими и аналитическими методами получения и исследования химических веществ и реакций.
ОПК-2	ОПК-2.1. Знает физические и химические свойства веществ, нормы техники безопасности при работе с ними	- правила техники безопасности в химической лаборатории, безопасные приемы и методы работы, средства индивидуальной защиты и правила пользования ими	- работать с химическими веществами с соблюдением норм техники безопасности	навыками осуществления стандартных операций для определения химического и фазового состава веществ и материалов на их основе; - нормами техники безопасности
	ОПК-2.2. Осуществляет выбор физико-химических методов анализа, адекватных для	- свойства и реакции неорганических веществ, способы получения	- проводить синтез веществ и материалов разной природы с использованием	навыками работы с химической посудой, методами и способами синтеза

Код компетенции	Код и наименование	Планируемые результаты обучения по дисциплине		
		Знать (1)	Уметь (2)	Владеть (3)
	решения исследовательской задачи с применением знания о вредных и опасных свойствах веществ при работе с ними, проводить оценку возможных рисков	основных классов неорганических веществ, генетическую связь между ними	имеющихся методик	неорганических веществ, методами проведения лабораторного эксперимента, позволяющими изучить свойства химических элементов и их важнейших соединений
	ОПК-2.3. Проводит исследования свойств веществ и материалов с использованием современного научного оборудования	- методы получения соединений с использованием современного научного оборудования	- прогнозировать протекание химических процессов с учетом свойств и реакционной способности веществ; - собирать установки для проведения лабораторных исследований, пользоваться химическим оборудованием	методами распознавания полученных соединений при проведении химических экспериментов, методиками исследования процессов с их участием

4. СТРУКТУРА И СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

Общая трудоемкость дисциплины в соответствии с учебным планом составляет 19 зачетных единиц (684 часа).

Трудоемкость отдельных видов учебной работы студентов очной формы обучения приведена в таблице 2.1.

Таблица 2.1. Трудоемкость отдельных видов учебной работы по формам обучения

Вид учебной и внеучебной работы	для очной формы обучения
Объем дисциплины в зачетных единицах	19
Объем дисциплины в академических часах	684
Контактная работа обучающихся с преподавателем (всего), в том числе (час.):	473
- занятия лекционного типа, в том числе:	144
- практическая подготовка (если предусмотрена)	-
- занятия семинарского типа (семинары, практические, лабораторные), в том числе:	324
- практическая подготовка (если предусмотрена)	-
- в ходе подготовки и защиты курсовой работы	2
- консультация (предэкзаменационная)	3

Вид учебной и внеучебной работы	для очной формы обучения
Самостоятельная работа обучающихся (час.)	211
Форма промежуточной аттестации обучающегося (зачет/экзамен), семестр(ы)	экзамен – 1 семестр; экзамен – 2 семестр

Содержание дисциплины, структурированное по темам (разделам) с указанием отведенного на них количества академических часов и видов учебных занятий и самостоятельной работы, для каждой формы обучения представлено в таблице 2.2.

Таблица 2.2. Структура и содержание дисциплины

Раздел, тема дисциплины	Контактная работа, час.							СР, час.	Итого часов	Форма текущего контроля успеваемости и, форма промежуточной аттестации
	Л		ПЗ		ЛР		КР / КП			
	Л	в т.ч. ПП	ПЗ	в т.ч. ПП	ЛР	в т.ч. ПП				
Семестр 1.										
Раздел I. Общая химия										
Тема 1. Основные понятия химии. Атомно-молекулярное учение	6		8		6			10	30	Собеседование, лабораторная работа, тестовый контроль, контрольная работа 1
Тема 2. Классификация и номенклатура неорганических соединений	4		4		10			8	26	Собеседование, лабораторная работа, тестовый контроль, контрольная работа 1
Тема 3. Строение атома	6		4		8			10	28	Собеседование, тестовый контроль, контрольная работа 2
Тема 4. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева	4		4		6			10	24	Собеседование, тестовый контроль, контрольная работа 2
Тема 5. Химическая связь	8		12		14			12	46	Собеседование, тестовый контроль, контрольная работа 3
Тема 6. Скорость химических реакций. Химическое равновесие	10		12		16			14	52	Собеседование, лабораторная работа, тестовый

Раздел, тема дисциплины	Контактная работа, час.							СР, час.	Итого часов	Форма текущего контроля успеваемости и, форма промежуточ ной
	Л		ПЗ		ЛР		КР / КП			
	Л	в т.ч. ПП	ПЗ	в т.ч. ПП	ЛР	в т.ч. ПП				
										контроль, контрольная работа 4
Тема 7. Энергетика и направленность химических процессов	10		8		16			14	48	Собеседован ие, лабораторна я работа, тестовый контроль, контрольная работа 4
Тема 8. Растворы. Теория электролитической диссоциации	12		8		16			14	50	Собеседован ие, лабораторна я работа, тестовый контроль, контрольная работа 5
Тема 9. Окислительно-восстановительные реакции и электрохимические процессы	12		12		16			15	55	Собеседован ие, лабораторна я работа, тестовый контроль, контрольная работа 6
Консультации									1	
Контроль промежуточной аттестации										Экзамен
ИТОГО за семестр:	72		72		108			107	360	
Семестр 2.										
Раздел II. Неорганическая химия (химия элементов и их соединений)										
Тема 10. Комплексные соединения	8		4		12			10	34	Собеседован ие, лабораторна я работа, тестовый контроль, контрольная работа 7
Тема 11. Элементы VIIA группы (галогены) и их соединения	6		4		10			8	28	Собеседован ие, лабораторна я работа, тестовый контроль, контрольная работа 8

Раздел, тема дисциплины	Контактная работа, час.						КР / КП	СР, час.	Итого часов	Форма текущего контроля успеваемости и, форма промежуточной
	Л		ПЗ		ЛР					
	Л	в т.ч. ПП	ПЗ	в т.ч. ПП	ЛР	в т.ч. ПП				
Тема 12. Элементы VIA группы (халькогены) и их соединения	6		2		10			8	26	Собеседование, лабораторная работа, тестовый контроль, контрольная работа 9
Тема 13. Элементы VA группы и их соединения	4		2		8			8	22	Собеседование, лабораторная работа, тестовый контроль, контрольная работа 10
Тема 14. Элементы IVA группы и их соединения	4		2		6			6	18	Собеседование, лабораторная работа, тестовый контроль, контрольная работа 11
Тема 15. Элементы IIIA группы и их соединения	6		2		6			6	20	Собеседование, лабораторная работа, тестовый контроль, контрольная работа 11
Тема 16. Элементы IA и IIA групп и их соединения	4		2		6			6	18	Собеседование, лабораторная работа, тестовый контроль.
Тема 17. Элементы IIIB группы и их соединения	4		2		6			6	18	Собеседование, тестовый контроль, контрольная работа 12
Тема 18. Элементы IVB группы и их соединения	4		2		6			6	18	Собеседование, тестовый контроль, контрольная работа 12
Тема 19. Элементы VB группы и	4		2		6			6	18	Собеседование

Раздел, тема дисциплины	Контактная работа, час.							СР, час.	Итого часов	Форма текущего контроля успеваемости, и, форма промежуточной
	Л		ПЗ		ЛР		КР / КП			
	Л	в т.ч. ПП	ПЗ	в т.ч. ПП	ЛР	в т.ч. ПП				
их соединения										ие, лабораторная работа, тестовый контроль, контрольная работа 12
Тема 20. Элементы VIВ группы и их соединения	4		2		6			6	18	Собеседование, лабораторная работа, тестовый контроль, контрольная работа 13
Тема 21. Элементы VIIВ группы и их соединения	4		2		6			6	18	Собеседование, лабораторная работа, тестовый контроль, контрольная работа 13
Тема 22. Элементы VIIIВ группы и их соединения	4		2		6			6	18	Собеседование, лабораторная работа, тестовый контроль, контрольная работа 14
Тема 23. Элементы IВ группы и их соединения	4		2		6			6	18	Собеседование, лабораторная работа, тестовый контроль
Тема 24. Элементы IIВ группы и их соединения	4		2		6			6	18	Собеседование, лабораторная работа, тестовый контроль
Тема 25. Элементы VIIА группы	2		2		2			4	10	Собеседование
Консультации									2	
Контроль промежуточной аттестации										Экзамен
ИТОГО за семестр:	72		36		108		2	104	324	

Раздел, тема дисциплины	Контактная работа, час.						КР / КП	СР, час.	Итого часов	Форма текущего контроля успеваемости и, форма промежуточной
	Л		ПЗ		ЛР					
	Л	в т.ч. ПП	ПЗ	в т.ч. ПП	ЛР	в т.ч. ПП				
Итого за весь период	144		108		216		2	211	684	

Примечание: Л – лекция; ПЗ – практическое занятие, семинар; ЛР – лабораторная работа; ПП – практическая подготовка; КР / КП – курсовая работа / курсовой проект; СР – самостоятельная работа

Таблица 3. Матрица соотнесения разделов, тем учебной дисциплины и формируемых компетенций

Раздел, тема дисциплины	Кол-во часов	Компетенции		Общее количество компетенций
		ОПК-1	ОПК-2	
Раздел 1				
Тема 1. Основные понятия химии. Атомно-молекулярное учение	30	+	+	2
Тема 2. Классификация и номенклатура неорганических соединений	26	+	+	2
Тема 3. Строение атома	28	+		1
Тема 4. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева	24	+		1
Тема 5. Химическая связь	46	+		1
Тема 6. Скорость химических реакций. Химическое равновесие	52	+	+	2
Тема 7. Энергетика и направленность химических процессов	48	+	+	2
Тема 8. Растворы. Теория электролитической диссоциации	50	+	+	2
Тема 9. Окислительно-восстановительные реакции и электрохимические процессы	55	+	+	2
Раздел 2				
Тема 10. Комплексные соединения	34	+	+	2
Тема 11. Элементы VIIA группы (галогены) и их соединения	28	+	+	2
Тема 12. Элементы VIA группы (халькогены) и их соединения	26	+	+	2
Тема 13. Элементы VA группы и их соединения	22	+	+	2
Тема 14. Элементы IVA группы и их соединения	18	+	+	2
Тема 15. Элементы IIIA группы и их соединения	20	+	+	2
Тема 16. Элементы IA и IIA групп и их соединения	18	+	+	2
Тема 17. Элементы IIIB группы и их соединения	18	+		1
Тема 18. Элементы IVB группы и их соединения	18	+		1
Тема 19. Элементы VB группы и их соединения	18	+	+	2

Тема 20. Элементы VIВ группы и их соединения	18	+	+	2
Тема 21. Элементы VIIВ группы и их соединения	18	+	+	2
Тема 22. Элементы VIIIВ группы и их соединения	18	+	+	2
Тема 23. Элементы IV группы и их соединения	18	+	+	2
Тема 24. Элементы IIВ группы и их соединения	18	+	+	2
Тема 25. Элементы VIIIA группы	10	+		1
Курсовая работа	2	+	+	2
Итого	681			

Краткое содержание каждой темы дисциплины

Раздел 1. Общая химия

Тема 1. Основные понятия химии. Атомно-молекулярное учение

Понятие о химическом элементе. Атом, молекула, простое вещество, сложное вещество, эмпирическая формула, структурная формула. Простые и сложные вещества. Химические и физические свойства вещества. Понятие о чистом веществе и примеси.

Понятие о химической реакции как превращении веществ. Основные типы химических реакций: реакции разложения, соединения, замещения, обмена, внутреннего превращения.

Закон сохранения массы и энергий. Уравнение Эйнштейна. Дефект массы. Не существенность дефекта массы при протекании химической реакции.

Стехиометрия - система соотношений между количествами элементов, образующих соединения, и соотношений между количествами веществ, участвующих в химических реакциях.

Основные законы стехиометрии. Закон постоянства состава Пруста. Законы кратных отношений Дальтона.

Химический эквивалент, фактор эквивалентности. Закон эквивалентов. Методы определения эквивалентов. Эквиваленты различных веществ.

Атомно-молекулярное учение - основа современной химии. Развитие представлений о дискретном строении вещества. Химическая метрология. Основные и производные единицы, измерения химии. Моль - единица измерения количества вещества. Молярная масса и молярный объем. Экспериментальные методы определения атомных масс: а) как массы его молярного объема, б) на основании использования уравнения Менделеева-Клапейрона, в) по плотности одного газа по другому. Уравнение химической реакции. Коэффициенты в уравнениях химической реакции, индексы в химической формуле.

Закон объемных отношений (Гей-Люссак). Закон Авогадро и следствия из закона Авогадро. Законы газового состояния (закон Бойля-Мариотта, закон Гей-Люссака, уравнение Менделеева-Клапейрона, закон парциальных давлений Дальтона).

Тема 2. Классификация и номенклатура неорганических соединений

Номенклатурные правила ИЮПАК неорганических веществ. Классификация простых веществ. Классификация сложных веществ по составу. Бинарные соединения: оксиды, пероксиды, надпероксиды, персульфиды, пернитриды, перкарбиды, галогениды, нитриды, карбиды и др. Трехэлементные соединения. Гидроксиды. Соли. Оксиды солеобразующие и несолеобразующие. Кислотные, основные и амфотерные оксиды. Основания. Одно- и многокислотные основания. Щелочи. Кислоты: бескислородные и кислородосодержащие. Мета-, пиро-, ортокислоты. Одно- и многоосновные кислоты. Соли: средние, кислые, основные. Двойные и смешанные соли

Тема 3. Строение атома

Экспериментальное обоснование представлений об атоме как сложной системе. Открытие электрона. Определение заряда электрона и массы электрона. Заряд ядра как основная характеристика атома. Планетарная модель атома. Ее достоинства и недостатки. Исходные теоретические и экспериментальные предпосылки разрешения внутренних противоречий планетарной модели. Корпускулярно-волновой дуализм. Фотоны. Уравнение Планка. Кванты. Теория строения атома по Бору. Постулаты Бора. Обоснование спектра атома водорода. Внутренняя противоречивость модели строения атома по Богу.

Волны де Бройля. Принцип неопределенности Гейзенберга.

Квантово-механическая модель атома водорода. Уравнение Шредингера. Волновая функция. Плотность вероятности и вероятность обнаружения электрона. Электронная орбиталь.

Вероятность и нахождение электрона. Граничная поверхность. Узловая поверхность. Квантовые числа как параметры, определяющие состояние электрона в атоме. Главное квантовое число (n). Орбитальное квантовое число (l), магнитное квантовое число (m), спиновое квантовое число. Физический смысл квантовых чисел. Атомная орбиталь. Основное и возбужденное состояния. Емкость энергетического подуровня и энергетического уровня. Многоэлектронные атомы. Факторы, влияющие на энергию атомной орбитали. Эффект экранирования и проникновения. Принципы заполнения орбиталей в атомах: принцип наименьшей энергии, принцип Паули, правило Гунда. Правило Клечковского. Электронные формулы. Электронно-графические формулы.

Тема 4. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева

Первые попытки классификации химических элементов. Открытие периодического закона Д.И. Менделеевым. Принцип построения естественной системы элементов. Использование Д.И. Менделеевым методом интерполяции для исправления атомных масс и предсказания свойств еще не открытых элементов. Экспериментальные подтверждения теоретических предсказаний Д.И. Менделеева.

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

Периодическая система как естественная система элементов. Периодическая таблица как форма периодической системы. Периоды, группы, подгруппы. Связь положения элемента в периодической системе с электронным строением его атома. Особенности электронных конфигураций атомов элементов главных и побочных подгрупп. Элементы s -, p -, d -, f -семейств. Связь свойств элементов с их положением в периодической системе. Периодически и не периодически изменяющиеся свойства элементов.

Изменение величин радиусов, энергий ионизации, сродства к электрону и электроотрицательности атомов элементов с ростом зарядов их ядер. Периодичность изменения свойств элементов как проявление периодичности изменения электронных конфигураций атомов. Кратность (порядок) связи. Факторы, влияющие на прочность связи.

Внутренняя и вторичная периодичность. Периодическая таблица и электронные аналоги. Значение открытия периодического закона. Раскрытие в периодической системе всеобщей естественной взаимосвязи между химическими элементами. Границы и эволюция периодической системы.

Тема 5. Химическая связь

Развитие представлений о сущности химической связи. Основные параметры химической связи: длина, энергия, направленность. Основные типы химической связи.

Ковалентная связь. Квантово-механические методы ее трактовки. Приближенный характер этих методов. Метод валентных связей (ВС). Физическая идея метода: образование двухцентровых двухэлектронных связей, принцип максимального перекрывания АО.

Два механизма образования ковалентной связи: обобщение неспаренных электронов разных атомов и донорно-акцепторный механизм. Кластерные соединения. Соединения с делокализованной химической связью. Многоцентровые связи. Полярные связи и полярность молекулы в целом.

Дипольные моменты связи. Эффективный заряд атома в молекуле. Свойства ковалентной связи. Насыщаемость, направленность, поляризуемость. Ковалентность элементов 1, 2 и 3 периодов. Их максимальная ковалентность. Направленность ковалентной связи. Теория направленных валентностей. Гибридизация атомных орбиталей. Типы гибридизации и геометрия молекул. Теория отталкивания электронных пар.

Поляризуемость ковалентной связи. Зависимость поляризуемости связи от ее длины.

Метод молекулярных орбиталей (МО). Физическая идея метода: делокализация электронной плотности между ядрами. Связывающие, несвязывающие и разрыхляющие МО. Принципы заполнения молекулярных орбиталей. Энергетические диаграммы и электронные формулы молекул. Формальное число связей в молекуле. Формальный порядок связей. Гомонуклеарные молекулы, образованные элементами 1 и 2 периодов. Зависимость кратности, прочности и длины связи, а также магнитных свойств от характера заполнения МО в этих молекулах. Объяснение парамагнетизма кислорода. Гетеронуклеарные двухатомные молекулы, образованные элементами второго периода. Оксид углерода (II), оксид азота (II), фтороводород.

Сравнение методов ВС и МО.

Ионная связь. Катионы и анионы в молекулах и твердых телах. Свойства ионной связи. Область применимости ионной модели. Ионные кристаллические решетки. Правило Фаянса. Ионный потенциал. Поляризующее действие и поляризуемость. Влияние электронной конфигурации иона на силу поляризующего действия. Дополнительный поляризационный эффект. Степень полярности или ионности связи.

Свойства веществ с ионным типом связи. Валентность, степень окисления и координационное число атомов соединений с различным типом связи.

Водородная связь. Межмолекулярная и внутримолекулярная водородная связь. Влияние водородной связи на свойства вещества. Роль водородной связи в биологических процессах.

Металлическая связь. Особенности электронного строения атомов, способных к образованию металлической связи. Межмолекулярные взаимодействия. Диполь-диполь, диполь-индуцированный диполь, дисперсионное взаимодействие.

Тема 6. Скорость химических реакций. Химическое равновесие

Скорость химических реакций. Ее количественное выражение. Истинная средняя скорость. Факторы, влияющие на скорость химических реакций. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ. Закон действия масс. Его применение для гомогенных и гетерогенных систем. Константа скорости реакции. Влияние фактора поверхности на скорость реакции в гетерогенной среде. Зависимость скорости реакции от температуры, температурный коэффициент. Понятие об активных молекулах и энергии активации процесса.

Ионный и радикальный механизмы химических реакций. Свободные радикалы. Понятие о цепных реакциях.

Катализ. Влияние катализаторов на скорость реакции. Виды катализа: гомогенный, гетерогенный, микрогетерогенный, автокатализ, положительный и отрицательный катализ, понятие об ингибиторах. Особенности ферментов как катализаторов. Использование катализаторов в промышленности.

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

Ле-Шателье. Смещение химического равновесия при изменении концентраций реагирующих веществ, давления и температур. Катализаторы в обратимых процессах. Значение учения о скорости реакции и химическом равновесии для управления химическими процессами.

Тема 7. Энергетика и направленность химических процессов

Тепловые эффекты химических реакций. Теплоты образования химических соединений. Закон Гесса. Изменение внутренней энергии системы. Энтальпия. Понятие об энтропии. Изобарно-изотермический потенциал (энергия Гиббса).

Применение термодинамических функций для характеристики реакционной способности веществ и оценке возможности протекания химических реакций.

Тема 8. Растворы. Теория электролитической диссоциации

Свойства растворов. Растворимость. Концентрация растворов. Способы выражения концентрации растворов: массовая доля растворенного вещества, молярная концентрация, молярная концентрация эквивалента, мольная доля, моляльность.

Основные положения теории электролитической диссоциации. Механизм диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Гидратация ионов. Степень диссоциации. Константа диссоциации. Различные типы диссоциации гидроксидов. Зависимость характера диссоциации от полярности связи в молекуле. Ступенчатая диссоциация многоосновных гидроксидов. Основные представления протолитической теории кислот и оснований. Реакции в растворах электролитов. Направленность реакций в растворах электролитов. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Индикаторы. Гидролиз солей.

Тема 9. Окислительно-восстановительные реакции и электрохимические процессы

Окислительно-восстановительные реакции. Окислители, восстановители. Основные закономерности в изменении окислительно-восстановительных свойств простых веществ и соединений. Степень окисления. Классификация окислительно-восстановительных реакций. Методы расстановки коэффициентов в уравнении окислительно-восстановительных реакций. Роль среды в протекании окислительно-восстановительных процессов. Молярные массы эквивалентов в окислительно-восстановительных реакциях. Механизм возникновения электродного потенциала. Получение электрического тока в протекании химических реакций. Понятие о гальваническом элементе. Водородный электрод. Стандартные электродные потенциалы. Зависимость электродного потенциала металла от концентрации его ионов в растворе. Окислительно-восстановительный потенциал. Ряд стандартных электродных потенциалов. Направленность окислительно-восстановительных реакций в растворах. ЭДС и константа окислительно-восстановительных реакций. Диаграммы Латимера.

Электролиз как окислительно-восстановительный процесс. Электролиз расплавов. Электролиз водных растворов кислот, щелочей, солей и его практическое значение. Потенциал разложения, перенапряжение. Электрохимическая поляризация. Химические источники тока.

Коррозия химическая и электрохимическая. Способы защиты металлов от коррозии.

Раздел 2. Неорганическая химия (химия элементов и их соединений)

Тема 10. Комплексные соединения

Основные положения координационной теории Вернера. Состав комплексных соединений. Внешняя и внутренняя сферы комплексов. Характеристика лигандов. Координационное число комплексообразователя. Заряд комплексного иона. Номенклатура комплексных соединений.

Классификация комплексных соединений: типичные комплексные соединения, хелаты, полиядерные комплексы, изо- и гетерополисоединения, аквакомплексы (кристаллогидраты как частный случай аквакомплексов). Аммиакаты. Ацидокомплексы. Двойные соли как частный случай ацидокомплексов. Кластерные соединения, π -комплексы, комплексы «гость-хозяин», соединения включения, клатраты, цеолиты.

Изомерия комплексных соединений: гидратная, координационная, геометрическая, изомерия положения (солевая изомерия), ионизационная, оптическая.

Природа химической связи в комплексных соединениях.

Рассмотрение ее с позиции метода валентных связей. Внешне- и внутриорбитальные комплексы. Магнитные свойства комплексных соединений.

Теория кристаллического поля. Расщепление d-орбиталей в октаэдрическом и тетраэдрическом полях. Энергия расщепления. Энергия стабилизации кристаллическим полем. Влияние энергии стабилизации кристаллическим полем и энергии спаривания электрона на образование низко- и высокоспиновых комплексов. Спектрохимический ряд лигандов.

Эффект Яна-Теллера. Использование ТКП для объяснения свойств комплексных частиц (оптические свойства, относительная стабильность комплексных соединений переходных металлов, энтальпия гидратации, энергия кристаллической решетки).

Метод молекулярных орбиталей. Диаграммы уровней МО для октаэдрических и тетраэдрических комплексов. Возникновение донорно-акцепторной и дативной π -связи.

Комплексные ионы в водных растворах. Условия образования и разрушения комплексов в растворах. Термодинамическая устойчивость и константа нестойкости. Образование и разрушение комплексных ионов в растворах. Зависимость устойчивости комплексных соединений в растворах от природы комплексообразователя и лигандов.

Кислотно-основные свойства комплексных соединений. Окислительно-восстановительные свойства комплексов.

Тема 11. Элементы VIIA группы (галогены)

Особенности электронной структуры атома. Зависимость атомного радиуса, энергии ионизации и сродства к электрону атомов галогена от их атомного номера. Изменение межъядерного расстояния и энергии связи в ряду от фтора к йоду, его объяснение. Взаимодействие галогенов с водой. Водородные соединения галогенов. Зависимость устойчивости оксокислот и их солей от структуры. Сравнение силы оксокислот. Соединения галогенов с положительной степенью окисления. Межгалогидные соединения, их структура, устойчивость. Особенности структуры и свойства астата.

Тема 12. Элементы VIA группы (халькогены)

Распространение кислорода и халькогенов в природе, минералы их содержащие. Положение в периодической системе. Структура их атомов. Закономерности в изменении размеров атомов, ионов, энергии ионизации, энергии сродства к электрону, электроотрицательность. Энергетические диаграммы O_2 , O_2^+ , O_2^- , O_2^{2-} . Аллотропия простых веществ. Гидролиз. Полисульфиды, их структуры. Структура водородных соединений. Особые свойства воды. Халькогеноводородные кислоты. Изменение силы кислот и восстановительной активности с увеличением порядкового номера халькогенов. Способы получения халькогеноводородов. Кислородные соединения халькогенов. Изменения структуры оксидов с увеличением степени окисления. Растворимость оксидов в воде. Кислородосодержащие кислоты. Изменение их окислительно-восстановительной функции. Особые свойства серной кислоты. Олеум. Изменение основности кислот от серы к теллуру. Правила обращения с концентрированной кислотой. Различные способы получения этой кислоты, химизм процессов, лежащих в основе этих реакций.

Тема 13. Элементы VA группы

Электронная структура элементов. Изменение структуры, агрегатного состояния и реакционной способности простых веществ. Как изменяется способность к окислительно-восстановительным реакциям с металлами и неметаллами. Изменение окислительно-восстановительной активности простого вещества.

Особенности структуры водородных соединений, их кислотно-основная, окислительно-восстановительная функции. Изменение этих параметров в группе. Особенности взаимодействия металлов и неметаллов с элементами V группы, структура образуемых соединений, их реакционная способность, окислительно-восстановительная активность, растворимость.

Галогениды. Особенности их структуры, свойств, реакционной способности, растворимости, окислительно-восстановительной активности.

Особенности структуры и свойств оксидов, кислородсодержащих кислот. Изменение их растворимости, термической устойчивости, окислительно-восстановительной активности.

Кислородсодержащие кислоты азота, азотноватистая, азотистая, азотная кислоты, их структура и устойчивость. Способы получения этих кислот и их солей, их устойчивость, растворимость, окислительно-восстановительная функция. Кислоты фосфора, их электронное строение свойства, особенности поведения в водных растворах. Соли ортофосфорной кислоты, их термическая устойчивость, полимерность, растворимость. Оксиды и гидроксиды мышьяка, сурьмы и висмута. Соли, антимонылы, стибилы, висмутилы. Окислительная активность соединений в высшей степени окисления. Практическое значение элементов пятой группы и их соединений в высшей степени окисления.

Тема 14. Элементы IVA группы

Подгруппа углерода. Общая характеристика подгруппы, строение электронных оболочек атомов. Углерод. Аллотропические видоизменения углерода. Алмаз, графит, карбин, их структуры, свойства и практическое применение. Химические свойства углерода. Восстановительные свойства. Углерод в органических соединениях. Водородные соединения углерода. Угольная кислота и ее соли. Сероуглерод. Карбиды кальция и кремния. Синильная кислота и цианиды, их применение в борьбе с вредителями сельского хозяйства и в промышленности. Карбиды металлов. Карбонилы. Соединения углерода с азотом.

Цианамид кальция, его получение и применение в производстве аммиака и в качестве удобрения. Топливо и его виды.

Кремний, распространение в природе. Важнейшие минералы и горные породы, содержащие кремний (силикаты). Водородные соединения кремния - силаны, их получение и свойства. Кремнийорганические полимеры. Кислородные соединения кремния. Кремниевый ангидрид. Кремниевые кислоты и силикаты. Силикатная промышленность. Цемент, стекло. Силаны и силоксаны. Силиконы. Кремний в природе, промышленные и лабораторные способы получения кремния. Алюмосиликаты, полевые шпаты, слюды, асбест. Асбест. Силициды металлов, карборунд.

Общие свойства германия, олова, свинца, закономерности в изменении структуры и свойств простого вещества. Особенности структуры и свойства водородных соединений, оксидов и гидроксидов. Оловянная кислота, ее соли. Восстановительная активность соединения двухвалентного олова, окислительные свойства соединений свинца.

Тема 15. Элементы IIIA группы

Бор, алюминий, галлий, индий, таллий. Общая характеристика элементов. Положение элементов в периодической системе. Атомные свойства: электронные конфигурации атомов, потенциалы ионизации, сродство к электрону, отличие бора от остальных элементов подгруппы. Химические свойства элементов: ковалентности элементов в соединениях, электроотрицательность, степень окисления, устойчивые степени окисления.

Бор. Максимальная ковалентность. Стереохимия соединений бора. Сходство бора с кремнием. Бор как простое вещество. Аллотропия бора. Кристаллический бор как полупроводник. Методы получения бора в свободном состоянии. Химические свойства бора как простого вещества. Взаимодействие бора с кислородом, азотом, серой, хлором, с растворами кислот и щелочей.

Гидриды бора (бораны). Бораны как электронодефицитные соединения. Диборан. Степень окисления бора в диборане. Геометрическая модель молекулы. Трехцентровые связи в диборане. Физические и химические свойства диборана. Борогидридный анион, его геометрическая модель. Бориды. Оксид бора. Физические и химические свойства, методы получения.

Оксокислоты бора. Ортоборная кислота и ее химические свойства. Термическая дегидратация ортоборной кислоты. Метаборная кислота. Метабораты. Полиборные кислоты. Тетраборная кислота. Тетрабораты. Взаимный переход оксокислот бора в растворе при различных рН. Комплексообразующая способность бора.

Галогениды бора, их свойства. Акцепторные свойства атома бора в молекулах тригалогенидов. Тетрафтороборная кислота, тетрафторобораты.

Карбораны (бороуглероды). Нитрид бора. Боразол.

Алюминий как простое вещество. Методы его получения в свободном состоянии. Физические и химические свойства. Взаимодействие с кислородом, галогенами, серой, растворами кислот и щелочей. Аллюминотермия. Сплавы алюминия. Оксид алюминия. Химические свойства. Гидроксид алюминия. Его термическая дегидратация. Аллюминаты.

Соли алюминия. Галогениды, их строение, геометрическая модель молекулы. Акцепторные свойства атома алюминия в молекулах тригалогенидов. Комплексные соединения алюминия. Квасцы. Гидрид алюминия, комплексные гидриды алюминия. Карбид алюминия, нитрид алюминия.

Галлий, индий, таллий. Предсказание Д.И. Менделеевым свойств экааллюминия (галлия). Открытие галлия.

Галлий, индий и таллий как простые вещества. Методы их получения в свободном состоянии. Их физические и химические свойства. Взаимодействие с кислородом, галогенами, серой, с растворами кислот и щелочей. Соединения таллия, индия и таллия в низших степенях окисления. Гидроксид и соли таллия (I), их свойства.

Оксиды и гидроксиды галлия (III), индия (III) и таллия (III), их свойства, изменение кислотно-основных свойств в ряду аллюминий-таллий. Комплексообразующая способность галлия, индия и таллия. Токсичность соединений таллия.

Тема 16. Элементы IA - IIA группы

Литий, калий, натрий, рубидий, цезий, франций. Краткие сведения из истории открытия элементов. Общая характеристика щелочных металлов. Положение в периодической системе. Атомные свойства: электронные конфигурации атомов, потенциалы ионизации, сродство к электрону. Химические свойства элементов. Электроотрицательность, степень окисления, отличие лития от других щелочных металлов. Преимущественно ионный характер связи в соединениях щелочных металлов. Ионные радиусы. Положение металлов в ряду напряжений.

Простые вещества. Получение щелочных металлов в свободном состоянии. Физические и химические свойства. Взаимодействие с воздухом, кислородом, азотом, серой, водой, растворами кислот.

Оксиды, пероксиды, супероксиды, озониды щелочных металлов, их свойства и методы получения.

Гидроксиды щелочных металлов. Химические свойства, методы получения. Соли щелочных металлов: галогениды, нитраты, сульфаты, сульфиды, карбонаты, гидрокарбонаты, перхлораты. Их свойства. Нитриды, гидриды щелочных металлов.

Бериллий, магний, кальций, стронций, барий, радий. Формы нахождения и распространенность в природе. Общая характеристика элементов. Положение их в периодической системе. Атомные свойства: электронные конфигурации атомов, потенциалы ионизации. Химические свойства элементов: электроотрицательность, степень окисления, отличие бериллия от остальных элементов подгруппы. Кальций, стронций, барий и радий как щелочно-земельные металлы. Преимущественно ионный характер связи в соединениях щелочноземельных металлов. Ионные радиусы. Ковалентный характер связи в соединениях бериллия. Способность к комплексообразованию. Положение металлов в ряду напряжений.

Бериллий. Ковалентности бериллия. Акцепторные свойства атома бериллия в молекулах типа BeX_2 . Стереохимия соединений бериллия. Сходство бериллия с аллюминием.

Бериллий как простое вещество. Методы получения бериллия в свободном состоянии. Его физические и химические свойства. Взаимодействие с кислородом, водой, растворами кислот и щелочей.

Оксид и гидроксид бериллия. Соли бериллия, их свойства. Хлорид бериллия, его строение в газообразном и твердом состоянии. Бериллаты. Токсичность соединений бериллия.

Щелочноземельные металлы: кальций, стронций, барий, радий. Координационные числа ионов кальция, стронция и бария.

Простые вещества. Методы получения щелочноземельных металлов в свободном состоянии. Физические и химические свойства. Взаимодействие с кислородом, водой, растворами кислот.

Гидриды щелочноземельных металлов.

Оксиды и пероксиды щелочноземельных металлов. Методы получения, Гидроксиды, соли щелочноземельных металлов. Негашеная и гашеная известь. Жесткость воды: временная, постоянная. Единицы измерения жесткости воды. Способы устранения жесткости воды. Понятие об ионном обмене. Практическое применение щелочноземельных металлов и их соединений.

Тема 17. Элементы III B группы

Скандий, иттрий, лютеций (или лантан), лоуренсий (или актиний). Общая характеристика элементов. Положение элементов в периодической системе. Атомные свойства. Изменение атомных свойств элементов в подгруппе и сопоставление их с атомными свойствами элементов главной (A) подгруппы III группы. Химические свойства элементов. Степень окисления. Отличие свойств скандия от свойств остальных элементов. Близость последних к свойствам 4f-элементов (лантаноидов).

Физические и химические свойства простых веществ. Взаимодействие с кислородом, галогенами, водой, растворами кислот. Оксиды, гидроксиды и соли элементов подгруппы скандия.

Лантан, церий, празеодим, неодим, прометий, самарий, европий, гадолиний, тербий, диспрозий, гольмий, эрбий, тулий, иттербий. Общая характеристика элементов. Положение лантаноидов в периодической системе. Близость энергий 4f- и 5d-уровней, особая устойчивость заполненного наполовину и заполненного полностью f-уровня. Сопоставление строения внешних электронных уровней и потенциалов ионизации атомов лантаноидов. Изменение химических свойств лантаноидов с возрастанием порядкового номера. Причины сходства свойств лантаноидов. Участие f-орбиталей в образовании химических связей, высокие координационные числа атомов лантаноидов. Лантаноидное сжатие и его влияние на свойства 5d-элементов. Степени окисления. Устойчивые степени окисления. Периодичность изменения возможных степеней окисления элементов в семействе лантаноидов с возрастанием порядкового номера. Физические и химические свойства лантаноидов как простых веществ. Взаимодействие с кислородом, галогенами, водой и растворами кислот. Положение металлов в ряду напряжений.

Соединения лантаноидов в состоянии окисления (III). Оксиды и гидроксиды, изменение их свойств с возрастанием порядкового номера лантаноидов.

Актиний (или лоуренсий), торий, протактиний, уран, нептуний, плутоний, америций, кюрий, берклий, калифорний, эйнштейний, фермий, менделевий. Общая характеристика элементов. Положение актиноидов в периодической системе. Электронные конфигурации атомов. Близость энергий 5f- и 6d-уровней. Сопоставление строения внешних электронных уровней атомов актиноидов и лантаноидов. Существующие воззрения на положение актиноидов в периодической системе. Изменение химических свойств актиноидов с возрастанием порядкового номера. Участие f-орбиталей в образовании химических связей, высокие координационные числа атомов актиноидов. Атомные и ионные радиусы актиноидов. Актиниодное сжатие. Степени окисления актиноидов. Близость свойств тория, протактиния и урана в высшей степени окисления к свойствам d-элементов 4, 5, 6 групп соответственно. Склонность актиноидов к комплексообразованию. Уран. Атомные свойства урана, изотопный состав. Химические свойства урана как элемента. Химические свойства урана как простого вещества. Соединения урана (4), их окислительно-восстановительные свойства. Соединения урана (6). Оксид и гидроксид урана (6). Соли уранила. Уранаты, U_3O_8 как уранат урана. Фторид урана (6). Сравнение химических свойств актиноидов со свойствами лантаноидов и d-элементов.

Тема 18. Элементы IVB группы

Титан, цирконий, гафний, курчатовий. Общая характеристика элементов. Положение в периодической системе. Атомные свойства. Изменение атомных свойств элементов в подгруппе и сопоставление их с атомными свойствами элементов главной (А) подгруппы 4 группы. Химические свойства элементов: степени окисления, устойчивые степени окисления, большое сходство свойств циркония и гафния.

Титан. Получение, физические и химические свойства титана как простого вещества. Взаимодействие с кислородом, галогенами, растворами кислот. Соединения титана (II) и (III). Оксид, гидроксид и соли титана (IV). Соли титанила. Титанаты.

Цирконий, гафний. Получение, физические и химические свойства циркония и гафния как простых веществ. Взаимодействие с кислородом, галогенами, растворами кислот. Оксиды, гидроксиды и соли циркония (IV) и гафния (IV).

Сравнение химических свойств элементов главной (А) и побочной (В) подгрупп 4 группы периодической системы.

Тема 19. Элементы VB группы

Ванадий, ниобий, тантал. Общая характеристика элементов. Положение в периодической системе. Атомные свойства. Изменение атомных свойств элементов в подгруппе и сопоставление их с атомными свойствами элементов главной (А) подгруппы 5 группы. Химические свойства элементов. Ванадий. Получение, физические и химические свойства ванадия как простого вещества. Взаимодействие с кислородом, галогенами, растворами кислот. Соединения ванадия (II, III, IV). Характер оксидов и гидроксидов.

Соли ванадия. Галогениды и оксогалогениды ванадия (IV) и (V). Ванадаты. Поливанадаты. Окислительно-восстановительные свойства соединений ванадия в различных состояниях окисления.

Ниобий, тантал. Получение, физические и химические свойства ниобия и тантала как простых веществ. Взаимодействие с кислородом, галогенами, растворами кислот. Соединение ниобия (V) и тантала (V). Ниобаты и танталаты.

Сравнение химических свойств элементов главной (А) и побочной (В) подгрупп 5 группы периодической системы.

Тема 20. Элементы VIB группы

Хром, молибден, вольфрам. Общая характеристика элементов. Положение в периодической системе. Атомные свойства. Изменение атомных свойств элементов в подгруппе и сопоставление их с атомными свойствами элементов главной (А) подгруппы 6 группы. Химические свойства элементов. Стереохимия соединений элементов в состоянии окисления (6), стереохимия соединений хрома (III). Положение металлов в ряду напряжений.

Хром. Физические и химические свойства хрома как простого вещества. Взаимодействие с кислородом, галогенами, растворами кислот.

Соединения хрома (II) и (III). Характер оксидов и гидроксидов хрома (II) и (III). Хромиты. Соли и комплексные соединения хрома (III). Соединения хрома (VI). Оксид хрома (VI). Его свойства, токсичность. Хромовые кислоты. Хроматы, бихроматы, их взаимные переходы. Галогениды и оксогалогениды хрома (VI). Изменение характера гидроксидов и окислительно-восстановительных свойств соединений хрома с возрастанием его степени окисления. Пероксид хрома, его строение. Пероксохроматы.

Молибден, вольфрам. Физические и химические свойства молибдена и вольфрама как простых веществ. Взаимодействие с кислородом, галогенами, растворами кислот.

Соединения молибдена и вольфрама (VI). Характер оксидов и гидроксидов. Молибденовая и вольфрамовая кислоты, их соли. Изополикислоты, гетерополикислоты и их соли. Краткие сведения о соединениях молибдена и вольфрама в низших состояниях окисления. Оксиды, галогениды.

Сравнение химических свойств элементов главной (А) и побочной (В) подгрупп 6 группы периодической системы.

Тема 21. Элементы VIIВ группы

Марганец, технеций, рений. Общая характеристика элементов. Положение в периодической системе. Атомные свойства. Изменение атомных свойств элементов в подгруппе и сопоставление их с атомными свойствами элементов главной (А) подгруппы 7 группы. Химические свойства элементов. Стереохимия соединений элементов в состоянии окисления (7). Положение металлов в ряду напряжений.

Марганец. Физические и химические свойства марганца как простого вещества. Взаимодействие с кислородом, галогенами, водой, растворами кислот. Оксид, гидроксид и соли марганца (2). Оксид и гидроксид марганца (III). Оксид марганца (IV). Марганцеватистая кислота. Манганиты. Манганит марганца (II). Соединения марганца (VI). Марганцовистая кислота, манганаты. Оксид марганца (VII). Марганцовая кислота, перманганаты. Окислительно-восстановительные свойства марганца в разных состояниях окисления при различных рН.

Технеций, рений. Физические и химические свойства рения как простого вещества. Взаимодействие с растворами кислот.

Краткая характеристика соединений рения (III), (IV), (VI). Соединения рения (VII): рениевый ангидрид, рениевая кислота, перренаты, фторид рения (VII). Окислительно-восстановительные свойства соединений рения в различных состояниях окисления.

Сравнение химических свойств элементов главной (А) и побочной (В) подгрупп 7 группы периодической системы.

Тема 22. Элементы VIII группы

Подгруппа железа. Железо, рутений, осмий. Общая характеристика элементов. Положение в периодической системе. Атомные свойства. Изменения атомных свойств элементов в подгруппе и их сопоставление с атомными свойствами элементов главной (А) подгруппы 8 группы. Химические свойства элементов: степень окисления, устойчивые степени окисления, большое сходство свойств рутения и осмия. Положение металлов в ряду напряжений.

Железо. Максимальная степень окисления. Стереохимия соединений железа (II), (III), (VI). Аллотропия железа. Магнитные свойства. Твердые растворы и соединения железа с углеродом. Мягкое железо, сталь, чугун. Понятие о легированных сталях. Физические и химические свойства железа как простого вещества. Взаимодействие с кислородом, галогенами и другими металлами, водой, растворами кислот и щелочей.

Оксид и гидроксид железа (II). Соли и комплексные соединения железа (II). Соль Мора. Железистосинеродистая кислота и ее соли. Оксид и гидроксид железа (III). Железистая кислота, ферриты. Феррит железа (II). Соли и комплексные соединения железа (III). Квасцы. Железосинеродистая кислота и ее соли, их токсичность. Соединения железа (VI). Соли железной кислоты (ферраты). Окислительно-восстановительные свойства железа в разных состояниях окисления при различных рН. Карбонилы железа. Нитрозил железа. Ферроцен.

Рутений и осмий. Близость их химических свойств к свойствам рения. Физические и химические свойства рутения и осмия, как простых веществ. Взаимодействие с кислородом, галогенами, растворами кислот. Способы растворения металлов. Рутений и осмий как платиновые металлы. Оксиды и галогениды рутения (IV) и осмия (IV). Соединения рутения (VI) и осмия (VI). Рутенаты и осматы. Оксиды рутения (VIII) и осмия (VIII). Окислительно-восстановительные свойства соединений рутения и осмия в различных состояниях окисления.

Сравнение химических свойств элементов главной (А) и побочной (В) подгрупп VIII группы периодической системы.

Подгруппа кобальта. Кобальт, родий, иридий. Общая характеристика элементов. Положение в периодической системе. Атомные свойства. Химические свойства элементов: степени окисления, устойчивые степени окисления, большое сходство родия и иридия. Положение металлов в ряду напряжений.

Кобальт. Физические и химические свойства кобальта как простого вещества. Взаимодействие с кислородом, галогенами, растворами кислот. Соединения кобальта (II) и (III). Характер оксидов и гидроксидов. Важнейшие соли и комплексные соединения кобальта (II) и (III). Окислительно-восстановительные свойства соединений кобальта (II) и (III). Карбонилы

кобальта. Родий, иридий. Физические и химические свойства родия и иридия как простых веществ. Взаимодействие с кислородом, галогенами, растворами кислот. Способы растворения металлов. Родий и иридий как платиновые металлы.

Соединения родия (III) и иридия (III). Оксиды, гидроксиды и галогениды. Оксиды и галогениды иридия (IV). Фторид иридия (VI). Окислительно-восстановительные свойства соединений родия и иридия в различных состояниях окисления.

Подгруппа никеля. Никель, палладий, платина. Общая характеристика элементов. Положение в периодической системе. Атомные свойства. Химические свойства элементов. Степени окисления, устойчивые степени окисления, сходство свойств палладия и платины. Стереохимия соединений элементов в состоянии окисления (II), стереохимия соединений платины (IV).

Никель. Физические и химические свойства никеля как простого вещества. Ферромагнетизм никеля. Взаимодействие с кислородом, галогенами, водой, растворами кислот. Оксид и гидроксид никеля (II). Соль и комплексные соединения никеля (II). Гидроксид никеля (III). Комплексные фториды никеля (IV). Карбонилы никеля. Практическое применение никеля и его соединений.

Палладий, платина. Физические и химические свойства палладия и платины как простых веществ. Взаимодействие с кислородом, галогенами, растворами кислот. Способы растворения металлов. Палладий и платина как платиновые металлы.

Гидроксиды палладия (II) и платины (II) и (IV). Комплексные соединения платины (II) и (IV). Гексахлороплатиновая кислота и ее соли. Гексафторид платины (VI).

Общий обзор платиновых металлов. Принципы аффинажа платиновых металлов. Роль отечественных ученых в развитии химии платиновых металлов.

Тема 23. Элементы IV группы

Медь, серебро, золото. Общая характеристика элементов. Положение элементов в периодической системе. Атомные свойства. Изменение атомных свойств элементов в подгруппе и сопоставление их с атомными свойствами элементов главной (A) подгруппы I группы. Химические свойства элементов. Стереохимия соединений элементов в разных состояниях окисления.

Медь. Физические и химические свойства меди как простого вещества. Взаимодействие с галогенами, кислородом, серой, растворами кислот и цианидов. Соединения меди (I) и (II). Оксиды и гидроксиды. Соли и комплексные соединения меди (I) и (II).

Серебро. Физические и химические свойства серебра как простого вещества. Взаимодействие с галогенами, кислородом, серой, растворами кислот и цианидов. Соединения серебра (I). Оксид. Неустойчивость гидроксида серебра. Нитрат серебра. Галогениды серебра, их светочувствительность. Комплексные соединения серебра. Соединения серебра (II).

Золото. Физические и химические свойства золота как простого вещества. Взаимодействие с галогенами, растворами кислот и цианидов. Соединения золота (I). Оксид и гидроксид. Галогениды золота (I). Соединения золота (III). Оксид и гидроксид золота (III). Золотая кислота. Комплексные соединения золота (III).

Сравнение химических свойств элементов главной (A) и побочной (B) подгрупп I группы периодической системы.

Тема 24. Элементы IIВ группы

Цинк, кадмий, ртуть. Общая характеристика элементов. Положение в периодической системе. Атомные свойства. Изменение атомных свойств элементов в подгруппе и сопоставление их с атомными свойствами элементов главной (A) подгруппы 2 группы. Химические свойства элементов. Степени окисления. Стереохимия соединений элементов. Положение металлов в ряду напряжений.

Цинк, кадмий. Физические и химические свойства цинка и кадмия как простых веществ. Взаимодействие с кислородом, галогенами, серой, водой, растворами кислот, щелочей и аммиака. Оксиды и гидроксиды цинка и кадмия. Гидроксоцинкаты. Соли и комплексные соединения цинка и кадмия.

Ртуть. Физические и химические свойства ртути как простого вещества. Амальгамы. Взаимодействие ртути с кислородом, галогенами, серой, растворами кислот. Соединения ртути (I), методы их получения. Характеристика их устойчивости: диспропорционирование. Оксид ртути (I). Соли ртути (I). Каломель. Соединения ртути (II). Оксид ртути (II). Сулема. Амидные соединения ртути (II). Комплексные соединения.

Сравнение химических свойств элементов главной (А) и побочной (В) подгруппы 2 группы периодической системы.

Тема 25. Элементы VIIIА группы

Гелий, неон, аргон, криптон, ксенон, радон. Положение в периодической системе. Электронные конфигурации. Атомные свойства. Изменение атомных свойств элементов в подгруппе и сопоставление их с атомными свойствами элементов побочной (В) подгруппы VIII группы. Нахождение в природе. Получение. Физические свойства. Химические свойства. Соединения ксенона.

5. МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ПО ПРЕПОДАВАНИЮ И ОСВОЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ

5.1. Указания для преподавателей по организации и проведению учебных занятий по дисциплине

Преподаватель должен активно непосредственно участвовать в учебном процессе и проводить подготовку к нему. Необходимость постоянной подготовки к лекциям, семинарским и практическим занятиям обусловлена потребностью отражать современные подходы, взгляды, данные по темам и разделам. Проводя подготовку к учебному процессу необходимо изучать современные методические рекомендации, результаты научных исследований, новые технологии и т.д. При реализации различных видов учебной работы преподаватель должен использовать образовательные технологии: создание интерактивных презентаций, обучающие компьютерные программы, технологии развития мышления (эффективная лекция, таблицы, работа в группах и т.д.)

В процессе изучения курса «Неорганическая химия» используются следующие образовательные технологии на лекциях

- *обзорная лекция* не краткий конспект, а систематизация знаний на более высоком уровне. Психология обучения показывает, что материал, изложенный системно, лучше запоминается, допускает большее число ассоциативных связей. В обзорной лекции следует рассмотреть также особо трудные вопросы экзаменационных билетов.

- *дискуссионная лекция* — это взаимодействие преподавателя и студентов, свободный обмен мнениями, идеями и взглядами по исследуемому вопросу. По ходу лекции-дискуссии преподаватель приводит отдельные примеры в виде ситуаций или кратко сформулированных проблем и предлагает студентам кратко обсудить, затем краткий анализ, выводы и лекция продолжается. Данный вид лекции позволяет преподавателю видеть, насколько эффективно студенты используют полученные знания в ходе дискуссии.

- *лекция с заранее запланированными ошибками*: подбираются наиболее типичные ошибки, которые чаще всего допускают обучающиеся (написание структурных формул, реакций отвечающим химическим свойствам и получению соединений, определение качественного и количественного состава). В ходе изложения лекции ошибки тщательно «маскируются». Студенты должны отметить в конспекте замеченные ошибки. В конце лекции разбор ошибок (10-15 мин). На обсуждаемые вопросы даются правильные ответы. Данный вид лекции позволяет преподавателю видеть, насколько внимательно и эффективно студенты слушают преподавателя, анализируют представленный материал.

- *групповая технология*. Варианты применения обучения в сотрудничестве: одно задание на группу, с последующим рассмотрением заданий каждой группой; совместное выполнение практической работы (в парах), в том числе лабораторных работ.

Лабораторные занятия способствуют закреплению знаний, полученных студентами в ходе обучения и самостоятельной работы, формированию компетенций, навыков в получении информации, приобретению умений провести ее обработку и анализ, овладению навыками планирования, анализа и управления. Общее требование при разработке тематики лабораторных таково – этот вид аудиторных занятий должен научить студента правильно оценить и предвидеть развитие ситуации, управлять ее формированием, владению методами анализа. На занятиях проводится отработка практических умений под контролем преподавателя. В конце каждого лабораторного занятия преподаватель планирует 6-7 минут для подведения итогов. Он обращает внимание на то, как освоен учебный материал по теме в целом, анализирует типичные ошибки и недоработки студентов, акцентирует их внимание на значимость темы.

Примерные варианты проведения интерактивных занятий

Раздел 1. Общая химия

Тема 1. Основные понятия химии. Атомно-молекулярное учение

Теоретическая часть лабораторного занятия (формирование понятия «Эквивалент») «Сформулировать–поделиться–создать – проверить»

Цель занятия: студенты должны усвоить: - понятия эквивалента, фактора эквивалентности, эквивалентной молярной массы и эквивалентного объема; - закон эквивалентов; студенты должны научиться: - определять эквивалент, фактор эквивалентности, эквивалентные молярную массу и объем простых и сложных веществ;

1. Мотивационный этап

Создание ситуации, в которой возникает желание изучать новый материал. Этап заканчивается формулировкой нескольких вопросов, которые охватывают ключевые понятия темы (эквивалент, фактор эквивалентности, молярная масса эквивалента, количества вещества эквивалента) и выявляют возможное непонимание материала при решении задач

2. Содержание занятия

Первый этап – сформулировать.

Студенты самостоятельно изучают лекционные записи и материал, данный в учебниках, формулируют свои ответы на заданные вопросы.

Второй этап – поделиться.

Студенты объединяются в пары и по очереди представляют друг другу свои решения, определяя и обсуждая сходства и различия в определении эквивалента в реакциях нейтрализации и ОВР, исправляя и поясняя решения друг друга.

Третий этап – создать. Студенты вместе создают новое решение с учетом результатов обсуждения, которое включает в себя лучшие идеи.

Четвертый этап – проверить.

Работает вся группа. Несколько пар представляют свой отчет на заданные вопросы. Ошибки и спорные вопросы становятся началом коллективного обсуждения. Все студенты проверяют свои решения, вносят исправления, пояснения и дополнения.

3. Контрольно-корректировочный этап

Осуществить анализ собственного опыта. Проведение тестирования студентов - распознавать и решать задачи на закон эквивалентов

Лабораторная работа: Мозговой штурм «Как на практике определить эквивалент металла» (Определение молярной массы эквивалента магния)

Цель занятия: студенты должны усвоить правила техники безопасности при работе с кислотами, металлами; способы измерения газообразного продукта. Студенты должны научиться определять условную частицу, фактор эквивалентности, количество вещества эквивалента, молярную массу эквивалента; рассчитывать молярные массы эквивалентов по закону эквивалентов.

1. Мотивационный этап

Создание ситуации, закрепляющей новый материал. Формулировка познавательной задачи: поиск методов практического определения молярной массы эквивалента металлов.

2. Содержание занятия

1. Разбивка студентов на группы и разогрев (массаж пальцев, ушных раковин, кончика носа).
2. Определение проблемы (из чего и как приготовить).
3. Генерация идей.
4. Анализ идей.
5. Поиск решения для реализации.
6. Проведение реакции взаимодействия магния с соляной кислотой. Определение объема полученного водорода. Расчет молярной массы эквивалента по закону эквивалентов.

3. Контрольно-корректировочный этап

Подведение итогов работы со студентами и определение ошибки в определяемой величине. Проведение тестирования студентов.

Тема 2. Классификация и номенклатура неорганических соединений

Лекция с заранее запланированными ошибками

Цель занятия: студенты должны усвоить знания об особенностях строения соединений основных классов неорганической химии, влияние структуры на свойства простых и сложных соединений, способах и методах их получения; студенты должны уметь оперативно анализировать пройденный материал, выступать в роли экспертов (оппонентов), вычленять неверную или неточную информацию.

1. Мотивационный этап

Создание ситуации, в которой возникает желание изучать новый материал. Этап заканчивается сообщением, что в лекции будут допущены ошибки в виде неверной или неточной информации и задача обучающихся – найти их.

2. Содержание занятия

Подбираются наиболее типичные ошибки, которые чаще всего допускают обучающиеся (написание структурных формул, реакций отвечающим химическим свойствам и получению соединений, определение качественного и количественного состава). В ходе изложения лекции ошибки тщательно «маскируются». Студенты должны отметить в конспекте замеченные ошибки. В конце лекции разбор ошибок (10-15 мин). На обсуждаемые вопросы даются правильные ответы

3. Дидактические средства, используемые на занятии. Презентация, проектор, компьютер, доска.

Теоретическая часть лабораторного занятия «Прогулка по галерее»

Цель занятия: студенты должны освоить классификацию и свойства основных и неосновных классов неорганических соединений, уметь показывать генетическую связь между основными классами неорганических соединений, классифицировать химические реакции по различным признакам.

Данное занятие рекомендуется проводить после рассмотрения основных законов и понятий химии. Студенты на основании изученных закономерностей, должны уметь определять путь получения соединений определенного класса.

1. Подготовительный этап

Подготовка вопросов для обсуждения:

1. Выяснение основных и неосновных классов неорганических соединений (состав, структура)

2. Выяснение реакций, характеризующих их основные химические свойства.

3. Выяснение способов получения определенных классов неорганических соединений.

4. Сравнение свойств основных и неосновных классов неорганических соединений.

Формирование групп (2-3 человека); ознакомление с правилами.

2. Организационный этап

Размещение вопросов на разных станциях в аудитории; обсуждение группами содержания вопросов; перемещение от одной станции к другой (через 5-8 мин.); проверка написанного предыдущей группой и внесение дополнений; объединение комментариев и представление устного доклада всей группе. (Пока студенты обсуждают вопросы, преподаватель может перемещаться по аудитории, разясняя вопросы, оценивая понимание студентами и устраняя возможное недопонимание.)

3. Рефлексивный этап.

Обсуждение результатов групповой работы.

Тема 3. Строение атома

Теоретическая часть лабораторного занятия «Обучение в малых группах»

Цель занятия: студенты должны усвоить: - модели строения атома, атомные спектры, волновые свойства электрона, квантовые числа, структура периодической системы, периодичность в изменение свойств химических элементов и их соединений. Студенты должны уметь: определять волновые свойства электрона, рассчитывать квантовые числа, заполнять электронами атомные орбитали, показывать связь между положением элемента в периодической системе и строением атома.

1. Подготовительный этап

Разбивка студентов на мини группу (3-4 человека).

Разделение вопросов для обсуждения. Распределение ролей. Состав группы:

Докладчик представляет основной доклад по своему вопросу

1. Двойственные свойства электрона, атомная орбиталь,
2. Многоэлектронные атомы,
3. Принципы заполнения атомных орбиталей,
4. Периодический закон и периодическая система элементов.

Содокладчик отвечает на вопросы представителей других групп по представленному докладу, отстаивает позицию своей группы.

Оппонент кратко пересказывает позицию докладчика из другой группы, находит ее уязвимые, спорные места или ошибки, задает вопросы представителям других групп.

Эксперт оценивает работу каждого участника.

2. Организационный этап

Напоминание правил преподавателем, установление регламента (в роли хронометриста преподаватель, представление и обсуждение докладов).

3. Рефлексивный этап

Обсуждение результатов

Тема 5. Химическая связь

Теоретическая часть лабораторного занятия «Сформулировать–поделиться–создать – проверить»

Цель занятия: студенты должны усвоить основные характеристики химической связи, типы химической связи, механизмы образования химической связи, студенты должны научиться: описывать строение молекулы по методам ВС и МО и оценивать их свойства.

1. Мотивационный этап

Создание ситуации, в которой возникает желание изучать новый материал. Этап заканчивается формулировкой нескольких вопросов, которые охватывают ключевые понятия темы (характеристики ковалентной связи, определение полярности связи, механизмы образования связи, рассмотрение строения молекулы по методу ВС и МО) и выявляют возможное непонимание материала при решении задач и упражнений.

2. Содержание занятия

Первый этап – сформулировать.

Студенты самостоятельно изучают лекционные записи и материал, данный в учебниках, формулируют свои ответы на заданные вопросы.

Второй этап – поделиться.

Студенты объединяются в пары и по очереди представляют друг другу свои решения, определяя и обсуждая сходства и различия в определении строения вещества и механизма образования химической связи, исправляя и поясняя решения друг другу.

Третий этап – создать. Студенты вместе создают алгоритм выяснения строения молекулы и определения характеристик связи в них с учетом результатов обсуждения, которое вклю-

чает в себя лучшие идеи.

Четвертый этап – проверить.

Работает вся группа. Несколько пар представляют свой отчет по заданным вопросам. Ошибки и спорные вопросы становятся началом коллективного обсуждения. Все студенты проверяют свои решения, вносят исправления, пояснения и дополнения.

3. Контрольно-корректировочный этап

Осуществить анализ собственного опыта. Проведение тестирования студентов.

Тема 6. Скорость химических реакций. Химическое равновесие

Теоретическая часть лабораторного занятия «Семинар-исследование» (Скорость химических реакций)

Цель занятия: студенты должны усвоить понятие скорости химической реакции, факторы, влияющие на скорость, механизм химической реакции, типы кинетических реакций, студенты должны научиться: определять скорость химической реакции, рассчитывать энергию активации

1. Мотивационный этап

Создание ситуации, закрепляющей новый материал. Формулировка основных проблем семинара (определение условий увеличения и замедления скорости протекания химического процесса, влияние энергии активации на протекание реакции)

2. Содержание занятия

Рассмотрение задач и упражнений (различного уровня, включая теоретико-аналитические, логику, контрольно-практические) решение которых требует привлечения различных факторов для определения изменения скорости химической реакции. Вовлечение слушателей в дискуссионно-исследовательское рассмотрение поставленных проблем и с выяснением ее практического аспекта.

3. Рефлексивный этап

Обсуждение результатов. Проведение тестирования студентов.

Теоретическая часть лабораторного занятия «Обучение в малых группах» (Химическое равновесие)

Цель занятия: Студенты должны усвоить понятия «обратимые и необратимые химические реакции», «химическое равновесие», «константа химического равновесия», «смещение химического равновесия», должны научиться определять степень обратимости химических реакций, рассчитывать концентрации с использованием константы химического равновесия, определять направление смещения химического равновесия

1. Подготовительный этап

Разбивка студентов на мини группы (3-4 человека).

Разделение вопросов для обсуждения. Распределение ролей. Состав группы:

Докладчик представляет основной доклад по своему вопросу

1. химическое равновесие,
2. константа химического равновесия,
3. кинетический и термодинамический подход к рассмотрению состояния равновесия,

Докладчик обосновывает свою позицию.

Содокладчик отвечает на вопросы представителей других групп по представленному докладу, отстаивает позицию своей группы.

Оппонент кратко пересказывает позицию докладчика из другой группы, находит ее уязвимые, спорные места или ошибки, задает вопросы представителям других групп.

Эксперт оценивает работу каждого участника.

2. Организационный этап

Напоминание правил преподавателем, установление регламента (в роли хронометриста преподаватель, представление и обсуждение докладов).

3. Рефлексивный этап

Обсуждение результатов

Исследовательская лабораторная работа «Влияние различных факторов на скорость химической реакции и смещение химического равновесия»

Цель занятия: Студенты должны усвоить: правила техники безопасности при работе с химическими реактивами, с электрооборудованием, экспериментально определить факторы, влияющие на скорость химической реакции и на положение равновесия химической реакции.

1. Мотивационный этап

Создание ситуации, закрепляющей пройденный материал. Формулировка познавательной задачи: поиск экспериментального подтверждения влияния различных факторов на скорость химической реакции и смещения равновесия.

2. Содержание занятия

Разбивка студентов на мини группы (3-4 человека).

Разделение вопросов для обсуждения.

Презентация сообщений о промышленном протекании химических процессов с различной скоростью.

Выполнение экспериментальной части работы.

3. Рефлексивный этап

Обсуждение результатов

Тема 8. Растворы. Теория электролитической диссоциации

Лабораторная работа Мозговой штурм «Как приготовить маринад для мяса с уксусом?»

Цель занятия: студенты должны усвоить правила техники безопасности при приготовлении растворов; способы выражения концентрации растворов и пересчета одной концентрации в другую. Студенты должны научиться рассчитывать массы и объемы растворенного вещества и растворителя; работать с весами и химической посудой

1. Мотивационный этап

Создание ситуации, закрепляющей новый материал. Формулировка познавательной задачи: поиск рецепта маринада и приготовление раствора разбавленной уксусной кислоты из эссенции.

2. Содержание занятия

1. Определение проблемы (из чего и как приготовить).

2. Генерация идей.

3. Анализ идей.

4. Поиск решения для реализации.

5. Расчет массы и объема растворенного вещества и растворителя.

6. Приготовление маринада.

3. Контрольно-корректировочный этап

Подведение итогов работы со студентами. Проведение тестирования студентов.

Проблемная лекция «Гидролиз солей»

Цель занятия: Студенты должны усвоить: знания о понятии гидролиз, об особенностях протекания процесса гидролиза, определения среды в растворах гидролизующихся соединений, выяснение условий усиления и подавления гидролиза. Студенты должны уметь рассчитывать pH в растворах различных солей

1. Мотивационный этап.

Создание проблемной ситуации при рассмотрении эксперимента по растворимости солей различного состава. Известно, что растворимость соединений при разбавлении возрастает, но при растворении солей некоторых типов при добавлении воды наблюдается выпадение осадка.

2. Разработка способа решения проблемы

Конкретизация процессов, происходящих при растворении вещества. Выдвижение гипотез для их решения. Подведение к новым противоречиям в процессах растворения вещества. формулировка определения процесса гидролиза, выяснение особенностей протекания процесса гидролиза, определения среды в растворах гидролизующихся солей разного типа, выяснение условий усиления и подавления гидролиза.

3. Реализация найденного решения

В результате рассмотрения процесса гидролиза у студентов будут сформированы представления о процессе гидролиза солей разного типа, выявлены условия усиления и подавления гидролиза. и получены навыки в расчете рН раствора.

4. Контрольно-корректировочный этап

Подведение итогов работы со студентами. Проведение тестирования студентов.

Теоретическая часть лабораторного занятия «Сформулировать–поделиться–создать – проверить» (Электролитическая диссоциация. Гидролиз солей. Произведение растворимости)

Цель занятия: студенты должны усвоить свойства растворов неэлектролитов и электролитов, механизм диссоциации, степень и константа диссоциации, активная концентрация, водородный показатель, гидролиз солей, степень и константа гидролиза, понятие произведение растворимости. Студенты должны научиться рассчитывать активность ионов, определять концентрации ионов по степени и константе диссоциации и гидролиза, рассчитывать водородный показатель в растворах электролитов, рассчитывать растворимость солей по произведению растворимости

1. Мотивационный этап

Создание ситуации, в которой возникает желание изучать новый материал. Этап заканчивается формулировкой нескольких вопросов, которые охватывают ключевые понятия темы (механизм диссоциации, степень и константа диссоциации, активная концентрация, водородный показатель, гидролиз солей, степень и константа гидролиза, произведение растворимости) и выявляют возможное непонимание материала при решении задач и упражнений.

2. Содержание занятия

Первый этап – сформулировать.

Студенты самостоятельно изучают лекционные записи и материал, данный в учебниках, формулируют свои ответы на заданные вопросы.

Второй этап – поделиться.

Студенты объединяются в пары и по очереди представляют друг другу свои решения, определяя и обсуждая сходства и различия в определении строения вещества и механизма образования химической связи, исправляя и поясняя решения друг другу.

Третий этап – создать. Студенты вместе создают алгоритм выяснения строения молекулы и определения характеристик связи в них с учетом результатов обсуждения, которое включает в себя лучшие идеи.

Четвертый этап – проверить.

Работает вся группа. Несколько пар предоставляют свой отчет на заданные вопросы. Ошибки и спорные вопросы становятся началом коллективного обсуждения. Все студенты проверяют свои решения, вносят исправления, пояснения и дополнения.

3. Контрольно-корректировочный этап

Осуществить анализ собственного опыта. Проведение тестирования студентов.

Тема 9. Окислительно-восстановительные реакции и электрохимические процессы
Проблемная лекция «Окислительно-восстановительные реакции и электрохимические процессы»

Цель занятия: Студенты должны усвоить понятия «окислитель», «восстановитель», «электродные потенциалы», характеристику окислительно-восстановительных свойств, определение протекания ОВ процесса. Студенты должны уметь оценивать окислительно-восстанови-

тельные свойства соединений в зависимости от различных факторов.

1. Мотивационный этап

Создание проблемной ситуации для определения возможности протекания окислительно-восстановительного процесса. Известно, что некоторые реакции не протекают на практике несмотря на то, что исходные вещества обладают окислительно-восстановительными свойствами. Появляются вопросы определения оптимальных условий проведения данных процессов.

2. Разработка способа решения проблемы

Конкретизация факторов влияющих на окислительно-восстановительные свойства соединений, и выяснение условий, влияющих на протекание окислительно-восстановительных процессов. Выдвижение гипотез для их решения. Подведение к новым противоречиям в определении направления протекания окислительно-восстановительных реакций. Формулировка определения механизма формирования потенциала первого и второго рода.

3. Реализация найденного решения

В результате рассмотрения окислительно-восстановительного процесса у студентов будут сформированы представления о возможности протекания окислительно-восстановительных процессах, определения направленности их в определенных условиях.

4. Контрольно-корректировочный этап

Подведение итогов работы со студентами. Проведение тестирования студентов.

Теоретическая часть лабораторного занятия «Обучение в малых группах» (Окислительно-восстановительные реакции и электрохимические процессы)

Цель занятия: студенты должны усвоить: закономерности устойчивости степени окисления s-, p- и d-элементов, электронно-ионный метод уравнивания, электродные окислительно-восстановительные потенциалы, гальванический элемент, электролиз, коррозия. Студенты должны уметь: уравнивать химические уравнения электронно-ионным методом, определять роль среды в протекании ОВР, рассчитывать потенциалы окислительно-восстановительных пар при различных условиях.

1. Подготовительный этап

Разбивка студентов на минигруппы (3-4 человека).

Разделение вопросов для обсуждения. Распределение ролей. Состав группы:

Докладчик представляет основной доклад по своему вопросу (закономерности устойчивости степени окисления s-, p- и d-элементов, электронно-ионный метод уравнивания, электродные окислительно-восстановительные потенциалы, гальванический элемент, электролиз, коррозия.), обосновывает свою позицию.

Содокладчик отвечает на вопросы представителей других групп по представленному докладу, отстаивает позицию своей группы.

Оппонент кратко пересказывает позицию докладчика из другой группы, находит ее уязвимые, спорные места или ошибки, задает вопросы представителям других групп.

Эксперт оценивает работу каждого участника.

2. Организационный этап

Напоминание правил преподавателем, установление регламента (в роли хронометриста преподаватель, представление и обсуждение докладов).

3. Рефлексивный этап

Обсуждение результатов

Раздел 2. Неорганическая химия (Химия элементов и их соединений)

Тема 10. Комплексные соединения

Теоретическая часть лабораторного занятия «Обучение в малых группах»

Цель занятия: студенты должны усвоить методы описания строения комплексных соединений (МВС, ТКП, ММО); понятие сила лиганда. Студенты должны научиться определять гибридное состояние комплексообразователя, силу лиганда; описывать строение и давать характе-

ристику комплекса по трем методам; - определять устойчивость комплекса.

1. Подготовительный этап

Разбивка студентов на минигруппы (3-4 человека).

Разделение вопросов для обсуждения. Распределение ролей. Состав группы:

Докладчик представляет основной доклад по своему вопросу (строение комплексных соединений по МВС, ТКП, ММО), обосновывает свою позицию.

Содокладчик отвечает на вопросы представителей других групп по представленному докладу, отстаивает позицию своей группы.

Оппонент кратко пересказывает позицию докладчика из другой группы, находит ее уязвимые, спорные места или ошибки, задает вопросы представителям других групп.

Эксперт оценивает работу каждого участника.

2. Организационный этап

Напоминание правил преподавателем, установление регламента (в роли хронометриста преподаватель, представление и обсуждение докладов).

3. Рефлексивный этап

Обсуждение результатов

Тема 11-12. Элементы VIIA группы (галогены) и их соединения. Элементы VIA группы (халькогены) и их соединения

Исследовательская лабораторная работа Элементы VII A и VI A групп

Цель занятия: Студенты должны освоить знания о свойствах соединений элементов VII A и VI A групп, понимать причины различия в свойствах веществ элементов одной группы и разных групп. Знать правила техники безопасности, уметь их применять на практике. Уметь работать с химической посудой. Должны уметь анализировать и объяснять результаты экспериментов. Уметь работать в коллективе.

1. Мотивационный этап

Создание ситуации, в которой возникает желание изучать новый материал. Этап заканчивается формулировкой познавательной задачи. Как структура атома влияет на свойства простых веществ и соединений р-элементов VII A и VI A групп? Доказать экспериментально.

2. Содержание занятия

Решение студентами аналитической задачи по изучению свойств соединений элементов, основанной на знании структуры вещества. Понимание зависимости свойств веществ от характера связей и структуры. Проблема решается с помощью разбивки студентов на пары и выполнения экспериментальных заданий. Разбор конкретных примеров. Формирование новых знаний.

3. Контрольно-корректировочный этап

Подведение итогов работы со студентами. Проведение мини опроса студентов.

Тема 13. Элементы VA группы и их соединения

Теоретическая часть лабораторного занятия «Обучение в малых группах»

Цель занятия: студенты должны освоить знания об электронном строении атомов элементов, изменении атомных свойств, о структуре и свойствах простых и сложных соединений. Знать основные закономерности в изменении структуры и свойств р-элементов, понимать их причину.

1. Подготовительный этап

Ознакомление с правилами. Формирование групп (3-5 чел.). Распределение вопросов для обсуждения:

1. Характеристика электронного строения атомов, их свойства. Простые вещества и их свойства.

2. Бинарные соединения элементов, их свойства.

3. Кислородсодержащие соединения, их структура и свойства.

Распределение ролей (докладчик, содокладчик, оппонент, логик, эксперт).

2. Организационный этап

Напоминание правил преподавателем, установление регламента (в роли хронометриста – преподаватель), представление и обсуждение докладов. Формирование новых знаний.

3. Рефлексивный этап.

Обсуждение результатов. Подведение итогов.

Во время представления докладов могут использоваться презентации, подготовленные студентами.

Интерактивная лекция «Элементы VA группы и их соединений» («Элементы IVA группы и их соединений»)

Цель занятия: Студенты должны освоить знания об электронном строении атомов элементов V A (IV A) группы, об изменении атомных свойств, о структуре и свойствах простых и сложных соединений. Знать основные закономерности в изменении структуры и свойств р-элементов, понимать их причину.

1. Мотивационный этап

Создание ситуации, в которой возникает желание изучать новый материал. Элементы V A (IV A) группы имеют большое значение не только для человека, но и для всего живого. С, N, P в значительных количествах входят в состав живых организмов. Многие соединения элементов данных групп находят широкое применение не только в промышленности, но и в народном хозяйстве (С применяется в металлургии, N и P входят в состав удобрений, Ge используется для производства полупроводников, Sn и Pb – для производства разнообразных сплавов, Pb в производстве аккумуляторов и т.д.). Поэтому очень важно знать свойства этих элементов и их соединений, понимать причину различия в их строении и свойствах. На обсуждение выносятся вопросы:

1. Почему простые вещества элементов данных подгрупп имеют столь разную структуру?

2. Сравнительная характеристика оксидов и гидроксидов данных подгрупп (структура, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства).

3. Особенности строения и свойств водородных и других бинарных соединений.

2. Разработка способа решения проблемы

В течение 10 минут будут работать 6 групп студентов над решением проблемы в форме мозгового штурма.

3. Реализация найденного решения

В результате у студентов будет сформирован комплекс новых знаний по свойствам атомов элементов V A (IV A) группы, о причинах изменения структур простых и сложных веществ, кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств соединений подгруппы.

4. Контрольно-корректировочный этап

Подведение итогов работы со студентами. Проведение мини опроса студентов.

Тема 14-15. Элементы IVA группы и их соединения. Элементы IIIA группы и их соединения

Исследовательская лабораторная работа «Элементы IV A и III A групп»

Цель занятия: Студенты должны освоить знания о свойствах соединений элементов IV A – III A групп, понимать причины различия кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств соединений элементов IV A – III A групп. Знать правила техники безопасности, уметь их применять на практике. Уметь работать с химической посудой. Должны уметь анализировать и объяснять результаты экспериментов.

1. Мотивационный этап

Создание ситуации, в которой возникает желание изучать новый материал. Этап заканчивается формулировкой познавательной задачи. Как структура атома влияет на свойства соединений элементов IV A – III A групп? Доказать экспериментально. Опытным путем докажете

разницу в склонности к гидролизу, кислотно-основных свойствах соединений бора, алюминия, углерода, олова и свинца. Экспериментально докажите разницу в окислительных свойствах соединений бора, алюминия, углерода, кремния, свинца в высшей степени окисления.

2. Содержание занятия

Решение студентами аналитической задачи по изучению свойств соединений элементов, основанной на знании структуры вещества. Понимание зависимости свойств веществ от характера связей и структуры. Проблема решается с помощью разбивки студентов на пары и выполнения экспериментальных заданий. Разбор конкретных примеров. Формирование новых знаний.

3. Контрольно-корректировочный этап

Подведение итогов работы со студентами. Проведение мини опроса студентов.

Тема 16. Элементы IА и IIА групп и их соединения

Теоретическая часть лабораторного занятия «Прогулка по галерее»

Цель занятия: Студенты должны освоить знания об электронном строении атомов элементов, изменении атомных свойств, о структуре и свойствах простых и сложных соединений. Знать основные закономерности в изменении структуры и свойств s-элементов, понимать их причину.

Данное занятие рекомендуется проводить в конце изучения свойств s-элементов. Целью занятия является обобщение знаний по теме «Элементы II А, I А групп». Студенты на основании изученных закономерностей, должны уметь предсказывать изменения в структурах простых и сложных соединений, их характере и свойствах.

1. Подготовительный этап

Подготовка вопросов для обсуждения:

1. Основываясь на изменении структуры атома, сделайте вывод об изменении атомных свойств элементов (радиус атома, энергия ионизации, энергия сродства к электрону), структуры простых веществ, их физических и химических свойствах.

2. Сравните структуры оксидов и гидроксидов элементов II А, I А групп. В чем причина различия кислотно-основных свойств, устойчивости?

3. Как изменения в электронных конфигурациях атомов сказывается на структурах водородных соединений, их устойчивости, кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойствах?

4. Какова способность к комплексообразованию элементов II А, I А групп, почему?

Формирование групп (2-3 человека); ознакомление с правилами.

2. Организационный этап

Размещение вопросов на разных станциях в аудитории; обсуждение группами содержания вопросов; перемещение от одной станции к другой (через 5-8 мин.); проверка написанного предыдущей группой и внесение дополнений; объединение комментариев и представление устного доклада всей группе. (Пока студенты обсуждают вопросы, преподаватель может перемещаться по аудитории, разъясняя вопросы, оценивая понимание студентами и устраняя возможное недопонимание.)

3. Рефлексивный этап

Обсуждение результатов групповой работы.

Тема 17. Элементы IIIВ группы и их соединения

Теоретическая часть лабораторного занятия «Чистая страница»

Цель занятия: Студенты должны освоить знания об электронном строении атомов элементов III В группы, об изменении атомных свойств, о структуре и свойствах простых и сложных соединений. Знать основные закономерности в изменении структуры и свойств d-элементов, понимать их причину.

1. Подготовительный этап

Студенты готовятся к занятию по вопросам:

1. Характеристика электронного строения атомов, их свойства. Простые вещества и их свойства.

2. Бинарные соединения элементов, их свойства.

3. Кислородсодержащие соединения, их структура и свойства.

4. Комплексные соединения элементов III B группы.

Ознакомление с правилами.

2. Организационный этап

Напоминание правил преподавателем. В ходе занятия каждый студент на листе бумаги с указанием своей фамилии должен сформулировать вопросы, замечания и дополнения к высказываниям оппонентов. Формирование новых знаний.

3. Рефлексивный этап

В конце занятия студенты сдают свои листы. Тот, кто сдает преподавателю чистый лист, считается неподготовленным к занятию и должен сдать эту тему преподавателю.

Во время ответов на вопросы могут использоваться презентации, подготовленные студентами.

Интерактивная лекция «Лантаноиды. Actиноиды (f-элементы)»

Цель занятия: Студенты должны освоить знания об особенностях электронного строения атомов f-элементов, влиянии на структуру и свойства простых и сложных соединений, трудностях получения f-элементов в индивидуальном состоянии, методах их получения.

1. Мотивационный этап

Создание ситуации, в которой возникает желание изучать новый материал. В настоящее время лантаноиды находят широкое применение в промышленности и технике при получении сплавов со специальными свойствами. Наиболее важным является самарий, обладающий уникальными магнитными свойствами (легкие и более сильные магниты, чем на основе железа). Другая важная область применения лантаноидов – получение аккумуляторов водорода на основе интерметаллидов. Многие сложные оксиды лантаноидов (III) обладают свойствами сверхпроводников. К сожалению, получение металлов в индивидуальном состоянии представляет определенную проблему из-за близости химических свойств. Предложите способы разделения соединений металлов цериевой группы.

2. Разработка способа решения проблемы

В течение 10 минут будут работать 2 группы студентов над решением проблемы в форме мозгового штурма.

3. Реализация найденного решения

В результате у студентов будет сформирован комплекс новых знаний по свойствам атомов f-элементов, трудностях получения f-элементов в индивидуальном состоянии, методах их получения.

4. Контрольно-корректировочный этап

Подведение итогов работы со студентами. Проведение мини опроса студентов.

Тема 18. Элементы IVB группы и их соединения (Тема 19. Элементы VB группы и их соединения)

Теоретическая часть лабораторного занятия «Обучение в малых группах»

Цель занятия: студенты должны освоить знания об электронном строении атомов элементов IV B (V B) группы, об изменении атомных свойств, о структуре и свойствах простых и сложных соединений. Знать основные закономерности в изменении структуры и свойств d-элементов, понимать их причину.

1. Подготовительный этап

Ознакомление с правилами. Формирование групп (3-5 чел.). Распределение вопросов для обсуждения:

1. Характеристика электронного строения атомов, их свойства. Простые вещества и их свойства.

2. Бинарные соединения элементов, их свойства.

3. Кислородсодержащие соединения, их структура и свойства.

Распределение ролей (докладчик, содокладчик, оппонент, логик, эксперт).

2. Организационный этап

Напоминание правил преподавателем, установление регламента (в роли хронометриста – преподаватель), представление и обсуждение докладов. Формирование новых знаний.

3. Рефлексивный этап

Обсуждение результатов. Подведение итогов.

Во время представления докладов могут использоваться презентации, подготовленные студентами.

Темы 20-21. Элементы VIВ группы и их соединения. Элементы VIIВ группы и их соединения

Исследовательская лабораторная работа «Свойства соединений элементов VI В – VII В групп.»

Цель занятия: Студенты должны освоить знания о свойствах соединений элементов VI В – VII В групп, понимать причины различия кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств соединений металлов VI В – VII В групп. Знать правила техники безопасности, уметь их применять на практике. Уметь работать с химической посудой. Должны уметь анализировать и объяснять результаты экспериментов.

1. Мотивационный этап

Создание ситуации, в которой возникает желание изучать новый материал. Этап заканчивается формулировкой познавательной задачи. Как структура атома влияет на свойства соединений d-металлов? Доказать экспериментально. Опытным путем докажете разницу в склонности к гидролизу, устойчивости и окислительно-восстановительных свойствах соединений хрома и марганца в низких степенях окисления. Экспериментально докажете разницу в окислительных свойствах соединений марганца и хрома в высшей степени окисления.

2. Содержание занятия

Решение студентами аналитической задачи по изучению свойств соединений элементов, основанной на знании структуры вещества. Понимание зависимости свойств веществ от характера связей и структуры. Проблема решается с помощью разбивки студентов на пары и выполнения экспериментальных заданий. Разбор конкретных примеров. Формирование новых знаний.

3. Контрольно-корректировочный этап

Подведение итогов работы со студентами. Проведение мини опроса студентов.

Тема 22. Элементы VIIIВ группы и их соединения

Теоретическая часть лабораторного занятия «Элементы VIII В группы (триада железа)»

Цель занятия: Студенты должны освоить знания об электронном строении атомов элементов триады железа, об изменении атомных свойств, о структуре и свойствах простых и сложных соединений. Знать основные закономерности в изменении структуры и свойств d-элементов триады железа, понимать их причину.

1. Подготовительный этап

За 7-10 дней до занятия подготавливаются вопросы для обсуждения:

1. Характеристика электронного строения атомов триады железа, их свойства. Простые вещества и их свойства.

2. Оксиды и гидроксиды железа, кобальта, никеля. Их структура, устойчивость, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства.

3. Галогениды и другие бинарные соединения, их структура и свойства.

4. Комплексообразующая способность железа, кобальта и никеля. Структура комплексов, их устойчивость, окислительно-восстановительные свойства.

Студенты готовятся по вопросам, но более тщательно по 1 вопросу (не должны совпадать).

Ознакомление с правилами. Формирование групп (2-3 чел.).

2. Организационный этап

Студенты на занятии рассаживаются парами в соответствии с изучаемыми вопросами. По знаку преподавателя студенты рассказывают друг другу содержание вопроса, обсуждают спорные моменты, приходят к общему мнению. Затем один из рядов смещается на одно место, 1-ый студент объясняет 4-ому содержание первого вопроса и наоборот. За полный круг все обмениваются мнениями по всем вопросам. Преподаватель контролирует обсуждение и дает разъяснения.

3. Рефлексивный этап

В заключении на общее обсуждение выносятся спорные вопросы. Окончательное заключение дает преподаватель. Во время итогового обсуждения могут использоваться презентации, подготовленные студентами.

Исследовательская лабораторная работа «Элементы VIII В группы»

Цель занятия: студенты должны освоить знания о свойствах соединений элементов VIII В группы, понимать причины различия кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств соединений металлов VIII В группы. Знать правила техники безопасности, уметь их применять на практике. Уметь работать с химической посудой. Должны уметь анализировать и объяснять результаты экспериментов.

1. Мотивационный этап

Создание ситуации, в которой возникает желание изучать новый материал. Этап заканчивается формулировкой познавательной задачи. Как структура атома влияет на свойства соединений d- металлов? Доказать экспериментально. Опытным путем докажете разницу в склонности к гидролизу, устойчивости и окислительно-восстановительных свойствах соединений железа, кобальта, никеля, их гидроксидов и комплексных соединений.

2. Содержание занятия

Решение студентами аналитической задачи по изучению свойств соединений элементов, основанной на знании структуры вещества. Понимание зависимости свойств веществ от характера связей и структуры. Проблема решается с помощью разбивки студентов на пары и выполнения экспериментальных заданий. Разбор конкретных примеров. Формирование новых знаний.

3. Контрольно-корректировочный этап

Подведение итогов работы со студентами. Проведение мини опроса студентов.

Тема 23. Элементы IВ группы и их соединения

Интерактивная лекция «Элементы I В группы и их соединения»

Цель занятия: Студенты должны освоить знания об особенностях электронного строения атомов элементов I В группы, влиянии на структуру и свойства простых и сложных соединений, способах получения металлов; понимать причины различия химической активности и свойств металлов главной и побочной подгрупп.

1. Мотивационный этап

Создание ситуации, в которой возникает желание изучать новый материал. Медь, серебро и золото известны человечеству с давних времен. Как добывали эти металлы в прошлом? Какие сейчас существуют способы добычи и переработки данных металлов.

Электронная система этих элементов очень подвижна, что определяет возможность образования не только одновалентного (как у щелочных металлов), но и двух-, трех- и даже более высоких валентных состояний. Предложите разнообразные методы стабилизации неустойчивых валентных состояний у меди, серебра и золота.

2. Разработка способа решения проблемы

В течение 15 минут будут работать 4 группы студентов над решением проблемы в форме

мозгового штурма.

3. Реализация найденного решения

В результате у студентов будет сформирован комплекс новых знаний по свойствам атомов элементов I В группы, их влиянию на структуру и свойства простых и сложных соединений, способах получения металлов, пониманию причины различия химической активности и свойств металлов главной и побочной подгрупп.

4. Контрольно-корректировочный этап

Подведение итогов работы со студентами. Проведение мини опроса студентов.

Тема 24. Элементы II В группы и их соединения

Исследовательская лабораторная работа «Элементы II В группы и их соединения»

Цель занятия: Студенты должны освоить знания о свойствах соединений элементов II В группы. Знать правила техники безопасности, уметь их применять на практике. Уметь работать с химической посудой. Должны уметь анализировать и объяснять результаты экспериментов.

1. Мотивационный этап

Создание ситуации, в которой возникает желание изучать новый материал. Этап заканчивается формулировкой познавательной задачи. Как структура атома влияет на свойства простых веществ и соединений d-металлов II В группы? Доказать экспериментально различие в свойствах соединений цинка, кадмия и ртути.

2. Содержание занятия

Решение студентами аналитической задачи по изучению свойств соединений элементов, основанной на знании структуры вещества. Понимание зависимости свойств веществ от характера связей и структуры. Проблема решается с помощью разбивки студентов на пары и выполнения экспериментальных заданий. Разбор конкретных примеров. Формирование новых знаний.

3. Контрольно-корректировочный этап

Подведение итогов работы со студентами. Проведение мини опроса студентов.

5.2. Указания для обучающихся по освоению дисциплины (модулю)

Лекционные занятия проводятся еженедельно в объеме 4 часа (1, 2 семестры). Лабораторные занятия проводятся еженедельно в объеме 6 часов, практические занятия проводятся еженедельно в объеме 3 и 2 часа в неделю, соответственно. Во время изучения каждой темы обучающиеся отвечают на собеседовании, готовят отчеты по лабораторным работам, и проводится тестовый контроль знаний. По окончании изучения каждой темы студенты выполняют контрольные работы, кроме тем «Элементы IA-IIA групп», «Элементы IV-VII групп», «Элементы VIIIA группы (инертные газы)». По окончании прохождения курса студенты выполняют курсовую работу.

Таблица 4. Содержание самостоятельной работы обучающихся

Вопросы, выносимые на самостоятельное изучение	Кол-во часов	Формы работы
Раздел 1		
Тема 1. Основные понятия химии. Атомно-молекулярное учение. Простые и сложные вещества. Распространенность элементов в земной коре и космосе. Химические и физические свойства вещества. Понятие о чистом веществе и примеси. Основные методы получения чистых веществ, ПДК. Классификация химических реагентов по степени чистоты. Понятие о химической реакции как превращении веществ. Основные типы химических реакций: реакции разложения, соединения, замещения, обмена, внутреннего превращения.	10	Оформление отчета по лабораторной работе, подготовка к собеседованию, тестированию

<p>Тема 2. Классификация и номенклатура неорганических соединений. Номенклатурные правила ИЮПАК неорганических веществ. Классификация простых веществ. Классификация сложных веществ по составу. Бинарные соединения. Интерметаллические соединения. Классификация сложных веществ по функциональным признакам.</p>	8	Оформление отчета по лабораторной работе, подготовка к собеседованию, тестированию
<p>Тема 3. Строение атома. Ядро как динамическая система протонов и нейтронов. Устойчивые и неустойчивые ядра. Радиоактивный распад ядер. Период полураспада. Ядерные реакции и превращения химических элементов. Искусственная радиоактивность. «Меченые» атомы и их применение.</p>	10	Подготовка к собеседованию, тестированию
<p>Тема 4. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева. Открытие периодического закона Д.И. Менделеевым. Принцип построения естественной системы элементов. Использование Д.И. Менделеевым методом интерполяции для исправления атомных масс и предсказания свойств еще не открытых элементов. Экспериментальные подтверждения теоретических предсказаний Д.И. Менделеева. Значение открытия периодического закона. Раскрытие в периодической системе всеобщей естественной взаимосвязи между химическими элементами. Границы и эволюция периодической системы.</p>	10	Подготовка к собеседованию, тестированию
<p>Тема 5. Химическая связь. Водородная связь. Межмолекулярная и внутримолекулярная водородная связь. Влияние водородной связи на свойства вещества. Роль водородной связи в биологических процессах. Металлическая связь. Особенности электронного строения атомов, способных к образованию металлической связи. Межмолекулярные взаимодействия. Диполь-диполь, диполь-индуцированный диполь, дисперсионное взаимодействие.</p>	12	Подготовка к собеседованию, тестированию
<p>Тема 6. Скорость химических реакций. Химическое равновесие. Ионный и радикальный механизмы химических реакций. Свободные радикалы. Понятие о цепных реакциях. Виды катализа: гомогенный, гетерогенный, микрогетерогенный, автокатализ, положительный и отрицательный катализ, понятие об ингибиторах. Особенности ферментов как катализаторов. Использование катализаторов в промышленности. Катализаторы в обратимых процессах. Значение учения о скорости реакции и химическом равновесии для управления химическими процессами.</p>	14	Оформление отчета по лабораторной работе, подготовка к собеседованию, тестированию
<p>Тема 7. Энергетика и направленность химических процессов. Применение термодинамических функций для характеристики реакционной способности веществ и оценке возможности протекания химических реакций.</p>	14	Подготовка к собеседованию, тестированию
<p>Тема 8. Растворы. Теория электролитической диссоциации. Свойства растворов. Растворимость. Концентрация растворов. Способы выражения концентрации растворов: массовая доля растворенного вещества, молярная концентрация, молярная концентрация эквивалента, молярная доля, молярность.</p>	14	Оформление отчета по лабораторной работе, подготовка к собеседованию, тестированию

		контроль
Тема 9. Окислительно-восстановительные реакции и электрохимические процессы. Окислительно-восстановительные реакции. Окислители, восстановители. Основные закономерности в изменении окислительно-восстановительных свойств простых веществ и соединений. Степень окисления. Классификация окислительно-восстановительных реакций. Методы расстановки коэффициентов в уравнении окислительно-восстановительных реакций. Роль среды в протекании окислительно-восстановительных процессов. Молярные массы эквивалентов в окислительно-восстановительных реакциях.	15	Оформление отчета по лабораторной работе, подготовка к собеседованию, тестированию
Раздел 2		
Тема 10. Комплексные соединения. Классификация комплексных соединений: типичные комплексные соединения, хелаты, полиядерные комплексы, изо- и гетерополисоединения, аквакомплексы (кристаллогидраты как частный случай аквакомплексов). Аммиакаты. Ацидокомплексы. Двойные соли как частный случай ацидокомплексов. Полигалогениды, полисульфиды, пероксидные соединения. Кластерные соединения, π -комплексы, комплексы «гость-хозяин», соединения включения, клатраты, цеолиты. Изомерия комплексных соединений: гидратная, координационная, геометрическая, изомерия положения (солевая изомерия), ионизационная, оптическая.	10	Оформление отчета по лабораторной работе, подготовка к собеседованию, тестированию
Тема 11. Элементы VIIA группы (галогены) и их соединения. Фтор, хлор, бром, йод, астат. Межгалогидные соединения, их структура, устойчивость. Особенности структуры и свойства астата.	8	Оформление отчета по лабораторной работе, подготовка к собеседованию, тестированию
Тема 12. Элементы VIA группы (халькогены) и их соединения. Кислород, сера, селен, теллур, полоний. Полисульфиды, их структуры. Структура водородных соединений. Особые свойства воды. Кислородные соединения халькогенов. Изменения структуры оксидов с увеличением степени окисления. Особые свойства серной кислоты. Олеум. Правила обращения с концентрированной кислотой. Различные способы получения этой кислоты, химизм процессов, лежащих в основе этих реакций.	8	Оформление отчета по лабораторной работе, подготовка к собеседованию, тестированию
Тема 13. Элементы VA группы и их соединения. Азот, фосфор, мышьяк, сурьма, висмут. Изменение окислительно-восстановительной активности простого вещества. Особенности структуры водородных соединений, их кислотно-основная, окислительно-восстановительная функции. Галогениды. Кислородсодержащие кислоты азота, кислоты фосфора, их электронное строение, свойства, особенности поведения в водных растворах. Соли, антимонылы, стибилы, висмутилы. Окислительная активность соединений в высшей степени окисления.	8	Оформление отчета по лабораторной работе, подготовка к собеседованию, тестированию
Тема 14. Элементы IVA группы и их соединения. Подгруппа	6	Оформление

<p>углерода. Карбиды кальция и кремния. Синильная кислота и цианиды, их применение в борьбе с вредителями сельского хозяйства и в промышленности. Карбиды металлов. Карбонилы. Соединения углерода с азотом. Кремний. Кремнийорганические полимеры. Силаны и силоксаны. Силиконы. Силициды металлов, карборунд. Общие свойства германия, олова, свинца. Восстановительная активность соединения двухвалентного олова, окислительные свойства соединений свинца.</p>		<p>отчета по лабораторной работе, подготовка к собеседованию, тестированию</p>
<p>Тема 15. Элементы IIIA группы и их соединения. Бор, алюминий, галлий, индий, таллий. Стереохимия соединений бора. Сходство бора с кремнием. Кристаллический бор как полупроводник. Методы получения бора в свободном состоянии. Карбораны (бороуглероды). Нитрид бора. Боразол. Алюминий. Стереохимия его соединений. Аллюминотермия. Сплавы алюминия. Соли алюминия. Комплексные соединения алюминия. Квасцы. Гидрид алюминия, комплексные гидриды алюминия. Карбид алюминия, нитрид алюминия. Галлий, индий, таллий. Предсказание Д.И. Менделеевым свойств экаалюминия (галлия). Открытие галлия. Комплексообразующая способность галлия, индия и таллия. Токсичность соединений таллия.</p>	6	<p>Оформление отчета по лабораторной работе, подготовка к собеседованию, тестированию</p>
<p>Тема 16. Элементы IA и IIA групп и их соединения. Бериллий, магний, кальций, стронций, барий, радий. Щелочноземельные металлы. Гидриды щелочноземельных металлов. Бериллий. Акцепторные свойства атома бериллия в молекулах типа BeX_2. Сходство бериллия с алюминием. Методы получения бериллия в свободном состоянии. Оксиды и пероксиды щелочноземельных металлов. Жесткость воды: временная, постоянная. Способы устранения жесткости воды. Литий, калий, натрий, рубидий, цезий, франций. Оксиды, пероксиды, супероксиды, озониды щелочных металлов, их свойства и методы получения. Соли щелочных металлов, их свойства. Нитриды, гидриды щелочных металлов.</p>	6	<p>Оформление отчета по лабораторной работе, подготовка к собеседованию, тестированию</p>
<p>Тема 17. Элементы IIIB группы и их соединения. Скандий, иттрий, лютеций (или лантан), лоуренсий (или актиний). Отличие свойств скандия от свойств остальных элементов. Близость последних к свойствам 4f-элементов (лантаноидов). Оксиды, гидроксиды и соли элементов подгруппы скандия. Сравнение химических свойств элементов главной (A) и побочной (B) подгрупп III группы периодической системы. Положение лантаноидов в периодической системе. Причины сходства свойств лантаноидов. Соединения лантаноидов в состоянии окисления (III). Оксиды и гидроксиды, изменение их свойств с возрастанием порядкового номера лантаноидов. Существующие воззрения на положение актиноидов в периодической системе. Изменение химических свойств актиноидов с возрастанием порядкового номера. Степени окисления актиноидов. Склонность актиноидов к комплексообразованию. Сравнение химических свойств актиноидов со свойствами лантаноидов и d-элементов.</p>	6	<p>Подготовка к собеседованию, тестированию</p>
<p>Тема 18. Элементы IVB группы и их соединения. Титан,</p>	6	<p>Подготовка к</p>

цирконий, гафний, курчатовий. Соединения титана (II) и (III). Оксид, гидроксид и соли титана (IV). Соли титанила. Титанаты. Оксиды, гидроксиды и соли циркония (IV) и гафния (IV). Сравнение химических свойств элементов главной (A) и побочной (B) подгрупп 4 группы периодической системы.		собеседованию, тестированию
Тема 19. Элементы VB группы и их соединения. Ванадий, ниобий, тантал. Характер оксидов и гидроксидов ванадия. Соли ванадия. Галогениды и оксогалогениды ванадия (IV) и (V). Ванадаты. Поливанадаты. Окислительно-восстановительные свойства соединений ванадия в различных состояниях окисления. Соединение ниобия (V) и тантала (V). Ниобаты и танталаты. Сравнение химических свойств элементов главной (A) и побочной (B) подгрупп 5 группы периодической системы.	6	Оформление отчета по лабораторной работе, подготовка к собеседованию, тестированию
Тема 20. Элементы VIB группы и их соединения. Хром, молибден, вольфрам. Изменение характера гидроксидов и окислительно-восстановительных свойств соединений хрома с возрастанием его степени окисления. Пероксид хрома, его строение. Пероксохроматы. Молибден, вольфрам. Изополикислоты, гетерополикислоты и их соли. Краткие сведения о соединениях молибдена и вольфрама в низших состояниях окисления.	6	Оформление отчета по лабораторной работе, подготовка к собеседованию, тестированию
Тема 21. Элементы VIIB группы и их соединения. Марганец, технеций, рений. Окислительно-восстановительные свойства марганца в разных состояниях окисления при различных pH. Окислительно-восстановительные свойства соединений рения в различных состояниях окисления. Сравнение химических свойств элементов главной (A) и побочной (B) подгрупп 7 группы периодической системы.	6	Оформление отчета по лабораторной работе, подготовка к собеседованию, тестированию
Тема 22. Элементы VIIIB группы и их соединения. Железо, рутений, осмий. Аллотропия железа, магнитные свойства. Твердые растворы и соединения железа с углеродом. Мягкое железо, сталь, чугун. Понятие о легированных сталях. Соли и комплексные соединения железа (II) и железа (III). Окислительно-восстановительные (ОВ) свойства железа в разных состояниях окисления при различных pH. Карбонилы, нитрозил железа. Ферроцен. Рутений и осмий. Близость их химических свойств к свойствам рения. ОВ свойства соединений рутения и осмия в разных степенях окисления. Кобальт, родий, иридий. Важнейшие соли и комплексные соединения кобальта (II) и (III). ОВ свойства соединений кобальта (II) и (III). Родий, иридий. Способы растворения металлов. Никель, палладий, платина. Общий обзор платиновых металлов. Принципы аффинажа платиновых металлов. Роль отечественных ученых в развитии химии платиновых металлов.	6	Оформление отчета по лабораторной работе, подготовка к собеседованию, тестированию
Тема 23. Элементы IB группы и их соединения. Медь, серебро, золото. Стереохимия соединений элементов в разных состояниях окисления. Соли и комплексные соединения меди (I) и (II). Галогениды серебра, их светочувствительность. Комплексные соединения серебра. Соединения серебра (II). Соединения золота (I). Соединения золота (III). Комплексные	6	Оформление отчета по лабораторной работе, подготовка к собеседованию,

соединения золота (III).		тестированию
Тема 24. Элементы IIВ группы и их соединения. Цинк, кадмий, ртуть. Стереохимия соединений элементов. Соли и комплексные соединения цинка и кадмия. Соединения ртути (1), методы их получения. Соединения ртути (2). Комплексные соединения.	6	Оформление отчета по лабораторной работе, подготовка к собеседованию, тестированию
Тема 25. Элементы VIIIA группы. Гелий, неон, аргон, криптон, ксенон, радон. Особенности гелия и неона. Инертные и благородные газы в природе. Клатраты. Роль химии благородных газов в развитии периодического закона. Применение инертных и благородных газов и их соединений.	4	Подготовка к собеседованию

Методические указания по оформлению выполненных индивидуальных заданий

1. Задания, выполненные небрежно, неразборчиво, без соблюдения требований по оформлению возвращается студенту без проверки с указанием причин возврата на титульном листе.

2. Сдача выполненного задания может проводиться на выделенном одном занятии в рамках часов учебной дисциплины, либо по договоренности с преподавателем. Сдача выполненного задания студентом предусматривает объяснения проделанного задания и ответы на вопросы. Общая оценка выставляется с учетом оценок за работу, умение вести дискуссию и ответы на вопросы.

3. При оценивании работы будут учитываться следующие пункты: знание и понимание проблемы; умение систематизировать и анализировать материал, четко и обоснованно формулировать выводы; самостоятельность, способность к определению собственной позиции по проблеме и к практической адаптации материала; аккуратность оформления.

Методические указания по написанию отчета по лабораторной работе

1. Цель и задачи исследования.
2. Краткое описание эксперимента: способы, методы, методики исследования и теоретические положения.

3. Законы, положения, формулы, уравнения реакций. Результаты исследования и расчеты (уравнения должны быть приведены в общем виде и с подставленными данными). Результаты исследования и расчетов должны быть сведены в соответствующие таблицы.

4. Графическая обработка экспериментальных данных (при необходимости): графики и схемы должны выполняться на миллиметровой бумаге. На ось ординат наносится функция, на ось абсцисс – аргумент с указанием единиц измерения. На осях наносится шкала согласно выбранному масштабу. Единицы масштаба должны быть выбраны в соответствии точности отсчета при эксперименте. Координаты экспериментальной точки наносятся только на плоскости и отмечаются точкой. По экспериментальным точкам проводится усредняющая кривая. Выпавшие точки не используются, но показываются. На листе, где выполнен график, должны быть указаны наименование графика (под графиком), условия, сноски.

5. Анализ экспериментально полученных зависимостей.

6. Выводы.

Работа считается выполненной, если приведены все необходимые расчеты, построены изучаемые зависимости, приведены все структурные формулы изучаемых веществ и образуемых соединений, сделаны соответствующие выводы.

Методические рекомендации по подготовке к занятиям

Так как содержание данной дисциплины достаточно объемное, успешное освоение дисциплины возможно при систематической серьезной подготовке к каждому занятию. При подготовке к занятиям необходимо использовать несколько учебных пособий, так как это позволит создать более полное представление по изучаемой теме.

Рекомендуемая литература:

1. Неорганическая химия. Ч. II [Электронный ресурс]: учебник / Спицын В.И., Мартыненко Л.И. - М.: Издательство Московского государственного университета, 1994. - <http://www.studentlibrary.ru/book/5-211-02494-X.htm> (ЭБС «Консультант студента»)
2. Ахметов Н. С. Общая и неорганическая химия: Учебник для вузов. / Н.С. Ахметов. – 8-е изд., стер. – СПб.: Издательство «Лань», 2014. – 752 с. - http://e.lanbook.com/books/element.php?pl1_id=50684
3. Угай Я.А. Общая и неорганическая химия: Учеб. для вузов / Я.А. Угай. – 5-е изд., стер. – М.: Высш. шк.; 2007. – 527 с.
4. Спицын В.И., Мартыненко Л.И. Неорганическая химия. - М.: МГУ, 1991. - Ч. 1. – 480 с.
5. Неорганическая химия: В 3 т. Т.1: Физико-химические основы неорганической химии: Доп. М-вом образования РФ в качестве учеб. для студентов вузов, обучающихся по направлению 510500 "Химия" и специальности 011000 "Химия" / М.Е. Тамм, Ю.Д. Третьяков; Под ред. Ю.Д. Третьякова. – М.: Академия, 2004. - 240 с.
6. Неорганическая химия. В 3 т. Т.2: Химия переходных элементов: Доп. М-вом образования РФ в качестве учеб. для студентов вузов, обучающихся по направлению 510500 "Химия" и специальности 011000 "Химия" / А.А. Дроздов и др.; Под ред. Ю.Д. Третьякова. - М.: Академия, 2004. - 368 с.
7. Неорганическая химия: в 3-х т. Т. 3: Химия переходных элементов: Кн.1: Доп. М-вом образования РФ в качестве учеб. для студентов вузов, обучающихся по направлению "Химия" и специальности "Химия" / [А.А. Дроздов и др.]; Под ред. Ю.Д. Третьякова. - 2-е изд.; испр. - М.: Академия, 2008.
8. Неорганическая химия: в 3-х т. Т. 3: Химия переходных элементов: Кн.2 Доп. М-вом образования РФ в качестве учеб. для студентов вузов, обучающихся по направлению "Химия" и специальности "Химия" / [А.А. Дроздов и др.]; Под ред. Ю.Д. Третьякова. - 2-е изд.; испр. - М.: Академия, 2008. - 400 с.

При изучении тем первого раздела необходимо уделять внимание не только теоретическому материалу, но и самостоятельному решению расчетных задач.

При изучении тем второго раздела рекомендуется изучить обзорные лекции «Основные закономерности в изменении свойств р-элементов и их соединений» и «Основные закономерности в изменении свойств d-элементов и их соединений», размещенные в Moodle.

5.3. Виды и формы письменных работ, предусмотренных при освоении дисциплины, выполняемые обучающимися самостоятельно

Темы курсовой работы по дисциплине «Неорганическая химия» выбираются студентами в течение января месяца и обсуждаются с руководителем курсовой работы. Сдача и защита курсовой работы осуществляется в июне месяце. Допускается самостоятельный выбор студентом темы курсовой работы. Примерные темы курсовой работы:

По сравнительной характеристике элементов и их соединений

1. Сравнение свойств элементов и соединений VII A и VI A групп.
2. Сравнение свойств элементов и соединений V A и IV A групп.
3. Сравнение свойств элементов и соединений II A и I A групп.
4. Сравнение свойств элементов и соединений VII B и VI B групп.
5. Сравнение свойств элементов и соединений V B и IV B групп.
6. Сравнение свойств элементов и соединений II B и I B групп.
7. Сравнение свойств элементов и соединений главной и побочной подгрупп III группы.
8. Сравнение свойств элементов и соединений II A и III A групп.

9. Сравнение свойств элементов и соединений побочных подгрупп VIII группы.
10. Сравнение свойств элементов и соединений главной и побочной подгрупп II группы.
11. Сравнение свойств элементов и соединений главной и побочной подгрупп I группы.
12. Сравнение свойств элементов и соединений главной и побочной подгрупп IV группы.
13. Сравнение свойств элементов и соединений главной и побочной подгрупп V группы.
14. Сравнение свойств элементов и соединений главной и побочной подгрупп VI группы.
15. Сравнение свойств элементов и соединений главной и побочной подгрупп VII группы.
16. Сравнительная характеристика элементов и соединений элементов первого переходного ряда.
17. Сравнительная характеристика элементов и соединений элементов второго переходного ряда.
18. Сравнительная характеристика элементов и соединений элементов третьего переходного ряда.
19. Сравнение кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств кислородсодержащих соединений р-элементов второго периода.
20. Сравнение кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств кислородсодержащих соединений р-элементов третьего периода.
21. Сравнение кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств оксидов и гидроксидов элементов первого переходного ряда.
22. Современные методы получения переходных металлов. Получение металлов высокой степени чистоты.
23. Способы получения простых веществ р-элементов.
24. Влияние электронной конфигурации атома на структуру и свойства простых веществ элементов второго периода.
25. Влияние электронной конфигурации атома на структуру и свойства простых веществ элементов третьего периода.
26. Изменение комплексообразующей способности элементов первого переходного ряда.

По синтезу неорганических соединений.

27. Синтез хлорида меди (I).
28. Синтез основного карбоната меди (II).
29. Синтез гидроксида меди (II).
30. Синтез тригидрата триоксалатохромата (III) калия.
31. Синтез дигидрата диоксалатокупрата (II) калия.
32. Синтез манганата калия.
33. Синтез диоксида свинца.
34. Синтез оксохлорида сурьмы (III).
35. Синтез гексанитокобальтата (III) натрия.
36. Синтез тетрагидрата фосфата цинка.
37. Синтез фосфата бора.
38. Синтез пероксида магния.
39. Синтез тетрагидрата бората натрия.
40. Синтез хромокалиевых квасцов.
41. Синтез карбоната никеля.
42. Синтез фосфата натрия.
43. Синтез иодида натрия.
44. Синтез карбоната лития.
45. Синтез триоксалатоферрата (III) калия.
46. Синтез тиомолибдата аммония.
47. Синтез хлоротриоксохромата (VI) калия.
48. Синтез фосфата висмута (III).
49. Синтез пентагидрата тиосульфата натрия.

50. Химия ванадия. Синтез сульфата ванадила
51. Никель и его соединения. Комплексные соединения никеля. Синтез ортопериодата никеля-натрия.
52. Хром и его соединения (пигменты на основе кобальта). Комплексные соединения хрома. Синтез соли Рейнике.
53. Кобальтсодержащие пигменты. Синтез твердых растворов Римановой зелени и Тенаровой сини.
54. Синтез и применение перхлоратов.
55. Синтез и применение селенида цинка.
56. Химические свойства олова и его соединений.

Методические рекомендации по выполнению курсовой работы по неорганической химии по сравнительной характеристике элементов

Курсовая работа должна быть напечатана на бумаге формата А4 с пронумерованными страницами и сброшюрована. Объем курсовой работы 25 – 40 страниц. Шрифт Times New Roman, размер шрифта – 14, интервал – 1,5, поля: левое – 2,5, верхнее и нижнее – 2, правое – 1,5, отступ красной строки – 1,25. Все таблицы и все рисунки в курсовой работе должны иметь сквозную нумерацию и названия.

В зависимости от темы работы её структура может изменяться, но в целом необходимо придерживаться предложенному плану.

1. Опишите электронное строение атомов элементов. Покажите различия в структуре атомов. Определите валентные возможности элементов, есть ли различие, почему? Как изменяется устойчивость различных степеней окисления в группах (периодах), почему? Проанализируйте изменение атомных радиусов, энергии ионизации, сродства к электрону, электроотрицательности, объясните причины.

2. Опишите структуру простых веществ. Как она изменяется, почему? Объясните изменение агрегатного состояния, температур плавления и кипения, энтальпии атомизации (другие физические свойства). Каковы химические свойства, как они изменяются, почему?

3. Покажите структуру водородных соединений (если они есть). Объясните изменение структуры, физических и химических свойств (справочные данные необходимы).

4. Какие оксиды образуют данные элементы, какова их структура, характер связей, устойчивость, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства? Как и почему они изменяются? Приведите справочные данные и уравнения реакций.

5. Опишите гидроксиды данных элементов. Какова их структура, характер связей, устойчивость, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства? Как и почему они изменяются? Приведите справочные данные и уравнения реакций.

6. Какие галогениды образуют данные элементы, какова их структура, характер связей, устойчивость, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства? Как и почему они изменяются? Приведите справочные данные и уравнения реакций.

7. Другие бинарные соединения. Структура, связи, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства? Как и почему они изменяются?

8. Способность элементов образовывать комплексные соединения, как она изменяется, почему? Какие комплексы известны, какова их структура, свойства?

При написании курсовой работы необходимо в пунктах 2-8 не только описать имеющиеся соединения, но и объяснить различия в структурах веществ, характере связей, кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойствах. В заключении кратко указать основные причины различия свойств соединений. Привести список литературы.

Методические рекомендации по выполнению курсовой работы по неорганической химии по синтезу неорганических соединений

Курс неорганической химии завершается выполнением курсовой работы по синтезу одного или нескольких неорганических соединений и их идентификации доступными для

студента 1-го курса методами. Полученные вещества могут быть исследованы уже известными студенту способами. Работа включает составление обзора литературы по методам синтеза и свойствам получаемых соединений с использованием оригинальной литературы. При составлении обзора литературы студент должен освоить основные принципы поиска научной информации.

1. Поиск литературы по теме работы

Перед проведением литературного поиска необходимо определить, какую информацию необходимо найти.

В первую очередь необходимы разнообразные сведения о самом синтезируемом соединении, его строении, основных химических и физических свойствах, применении, способах его получения и методах идентификации. После того, как будет найдена наиболее подходящая методика получения искомого соединения, следует приступить к отбору информации об исходных веществах и их свойствах.

Для облегчения поиска интересующей информации издаются справочные и реферативные издания, создаются электронные базы данных с поисковыми системами. Информация об оригинальных статьях попадает в реферативные журналы и сжимается до объема одного абзаца с библиографической ссылкой на оригинальную статью. В настоящее время существуют два основных реферативных журнала: «Реферативный журнал по химии» (РЖ Химия), издаваемый в России, «*Chemical Abstracts* i *CA*», издаваемый в США. Они доступны как в бумажном, так и электронном исполнении и снабжены для поиска интересующей информации указателями: предметным, формульным, авторским и патентным. Остается только правильно сформулировать запрос и найти по запросу рефераты статей. Если в реферате есть интересующая информация, то имеет смысл ознакомиться с оригинальной работой.

Информацию о содержании оригинальных статей и обзоров можно найти не только в реферативных изданиях. Существуют электронные библиотеки (правда, очень часто с ограниченным доступом) полноразмерных журнальных статей с системами электронного поиска, как и в реферативных журналах. Среди таких библиотек можно выделить российскую электронную библиотеку «[eLibrary.ru](http://elibrary.ru)» (www.elibrary.ru), библиотеку журнальных статей «*Science Direct*» (www.sciencedirect.com), насчитывающую более 1700 журналов, и др.

Для первичного ознакомления с материалом по теме работы рекомендуется посмотреть справочники и энциклопедии. В них можно найти сведения о хорошо известных веществах. Информация о новых или редких соединениях в них, как правило, отсутствует. Очень важны при первичном поиске литературы многотомные энциклопедические справочники, обобщающие данные за многие годы. Такими справочниками по неорганической химии являются следующие:

1. *Mellor J. W.* A comprehensive treatise on inorganic and theoretical chemistry: In 24 volumes. — London — N.Y. — Toronto: Longmans, Green and Co., 1946—1948 Продолжением является *Comprehensive Inorganic Chemistry*. — 2nd ed. — Oxford — N.Y. — Toronto — Sydney — Braunschweig Pergamon Press., 1973.

2. *Gmelins Handbuch der anorganischen Chemie* — многотомное справочное руководство на немецком и английском языках.

В обоих справочниках имеется обобщенный текст со ссылками на оригинальную литературу, приведенную в конце каждого раздела.

2. Синтез и исследование

После ознакомления с литературой и выбора способа выполнения курсовой работы можно приступить к выполнению ее экспериментальной части.

3. Оформление отчета по курсовой работе

Структура отчета по курсовой работе.

Введение. В краткой форме излагается важность научной задачи, степень изученности вопроса, а также известные и возможные области применения изучаемых соединений. Необходимо кратко сформулировать цель данного исследования.

Обзор литературы. Включает систематизированные сведения об изучаемом соединении и его свойствах, имеющиеся в мировой литературе. Эти сведения должны быть именно обзором литературы и не содержать дословно переписанных с первоисточника фраз. Как и в научных статьях, очень выигрышным бывает представление литературных сведений в виде таблиц и схем. Это экономит место в тексте и всегда более наглядно. Обзор литературы желательно строить по принципу «от общего к частному», рассматривая сначала, например, общий класс соединений, затем соединения данного элемента, а затем конкретный объект курсовой работы. Литературный материал распределяют по разделам, выделяя их соответствующими подзаголовками. Завершая обзор, необходимо дать краткое резюме, критически оценив, например, известные методики синтеза данного соединения и обосновав выбор используемого автором метода.

Экспериментальная часть. В этом разделе обязательно подробно описывают все проведенные опыты, условия их проведения (температура, давление, длительность опыта), указывают квалификацию используемых реактивов, их количества, а также точную марку приборов и установок. Форма изложения экспериментальной части определяется темой работы. Обычно придерживаются следующей последовательности:

- 1) исходные вещества и методы исследования;
- 2) синтез;
- 3) идентификация веществ (анализ);
- 4) исследование свойств;
- 5) обсуждение результатов.

Выводы. Они должны быть основаны на проделанном эксперименте и содержать основные результаты, полученные в курсовой работе. В них кратко, по пунктам, указывают, какие вещества получены, как установлен их состав, какими методами и какие свойства исследованы.

Литература. В списке литературы, который приводят в конце работы, цитируемые источники указывают в порядке, в котором они упоминаются в тексте курсовой работы. Сначала пишут фамилии и инициалы всех авторов, затем знак //, потом сокращенно (как в РЖ «Химия») название журнала, год, том, выпуск или номер, первую страницу используемой статьи (все разделяют точками). В случае цитирования книги после фамилий и инициалов авторов упоминают ее название, место издания, издательство, год издания и первую страницу того раздела книги, который используется в обзоре литературы. Все данные списка литературы приводятся на языке оригинала. Если автору курсовой работы не удалось ознакомиться со статьей или книгой, а необходимые ему данные он почерпнул из реферативного журнала, то после процитированного источника указывается название этого реферативного журнала и номер реферата.

Правила оформления курсовой работы

Курсовая работа должна быть написана или напечатана на бумаге формата А4 с пронумерованными страницами и сброшюрована. Все таблицы и все рисунки в курсовой работе должны иметь сквозную нумерацию и названия.

Фамилии авторов и названия статей (книг) в тексте приводятся в русской орфографии. Ссылки в тексте на цитируемую литературу даются в квадратных скобках строго по порядку упоминания: [1], [2] и т.д. Если используются многократные ссылки на одну и ту же работу, то они даются под одним и тем же номером. В случае цитирования разных разделов какого-либо источника (например, монографии или справочника) в квадратных скобках после его номера в списке литературы указывают страницу, откуда почерпнуты сведения для обзора, например: [3, С. 121], [4, С. 78] и т.п.

При оформлении списка цитируемой литературы следует придерживаться правил, принятых в РЖ «Химия». Примеры оформления литературных ссылок.

1. Молодкин А. К., Иванова О.М. // ЖНХ. – 1966. – Т. 11. – № 10. – С. 2456.
2. Щелоков Р. Н, Орлова И.М., Сергеев А. В. // ДАН СССР. – 1980. – Т. 255. – № 4. – С. 895.

3. Щелоков Р.Н., Орлова И.М., Сергеев А.В., Бейрахов А.Г. // Коорд. химия. – 1981. – Т. 7. – № 7. – С. 1062.
4. Комплексные соединения урана / Под ред И.И.Черняева. – М.: Наука. – 1964. – С. 404.

6. ОБРАЗОВАТЕЛЬНЫЕ И ИНФОРМАЦИОННЫЕ ТЕХНОЛОГИИ

В соответствии с требованиями ФГОС ВПО по направлению подготовки реализация компетентностного подхода предусматривает использование в учебном процессе активных и интерактивных форм проведения занятий (деловых и ролевых игр, разбор конкретных ситуаций, диспуты, круглые столы и пр.) в сочетании с внеаудиторной работой с целью формирования и развития требуемых компетенций обучающихся.

6.1. Образовательные технологии

Таблица 5. Образовательные технологии, используемые при реализации учебных занятий

Раздел, тема дисциплины	Форма учебного занятия		
	Лекция	Практическое занятие, семинар	Лабораторная работа
Раздел 1. Общая химия			
Тема 1. Основные понятия химии. Атомно-молекулярное учение	Обзорная лекция	Фронтальный опрос, решение задач	Лабораторная работа (мозговой штурм), тестовый контроль
Тема 2. Классификация и номенклатура неорганических соединений	Лекция с заранее запланированными ошибками	Собеседование (Прогулка по галерее), решение задач и упражнений	Лабораторная работа, тестовый контроль
Тема 3. Строение атома	Лекция	Фронтальный опрос, решение задач	Собеседование (Обучение в малых группах), тестовый контроль
Тема 4. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева	Лекция	Фронтальный опрос, решение задач	Собеседование (Обучение в малых группах), тестовый контроль
Тема 5. Химическая связь	Лекция	Собеседование (Сформулировать – поделить – создать – проверить)	Тестовый контроль
Тема 6. Скорость химических реакций. Химическое равновесие	Обзорная лекция	Собеседование (семинар - исследование), решение задач	Исследовательская лабораторная работа, тестовый контроль
Тема 7. Энергетика и направленность химических процессов	Обзорная лекция	Собеседование, решение задач	Лабораторная работа, тестовый контроль
Тема 8. Растворы. Теория электролитической диссоциации	Проблемная лекция	Собеседование (Сформулировать – поделить – создать – проверить)	Лабораторная работа (мозговой штурм), тестовый контроль
Тема 9. Окислительно-восстановительные реакции и электрохимические процессы	Проблемная лекция	Собеседование (Обучение в малых группах)	Лабораторная работа, тестовый контроль
Раздел 2. Неорганическая химия (химия элементов и их соединений)			
Тема 10. Комплексные соединения	Лекция	Собеседование, решение задач	Лабораторная работа, тестовый контроль
Тема 11. Элементы VIIA группы (галогены) и их	Обзорная лекция	Тематические дискуссии,	Исследовательская лабораторная работа,

соединения		решение задач	тестовый контроль
Тема 12. Элементы VIA группы (халькогены) и их соединения	Обзорная лекция	Тематические дискуссии, решение задач	Исследовательская лабораторная работа, тестовый контроль
Тема 13. Элементы VA группы и их соединения	Интерактивная лекция	Собеседование (Обучение в малых группах), решение задач	Лабораторная работа, тестовый контроль
Тема 14. Элементы IVA группы и их соединения	Лекция	Тематические дискуссии, решение задач	Исследовательская лабораторная работа, тестовый контроль
Тема 15. Элементы IIIA группы и их соединения	Лекция	Тематические дискуссии, решение задач	Исследовательская лабораторная работа, тестовый контроль
Тема 16. Элементы IA и IIA групп и их соединения	Обзорная лекция	Собеседование (Прогулка по галерее), решение задач	Лабораторная работа, тестовый контроль
Тема 17. Элементы IIIB группы и их соединения	Лекция	Тематические дискуссии, решение задач	Тестовый контроль
Тема 18. Элементы IVB группы и их соединения	Лекция	Собеседование (Обучение в малых группах), решение задач	Тестовый контроль
Тема 19. Элементы VB группы и их соединения	Обзорная лекция	Собеседование (Обучение в малых группах), решение задач	Лабораторная работа, тестовый контроль
Тема 20. Элементы VIB группы и их соединения	Лекция	Тематические дискуссии	Исследовательская лабораторная работа, тестовый контроль
Тема 21. Элементы VIIB группы и их соединения	Обзорная лекция	Тематические дискуссии, решение задач	Исследовательская лабораторная работа, тестовый контроль
Тема 22. Элементы VIIIB группы и их соединения	Лекция	Собеседование (обучение в парах), решение задач	Исследовательская лабораторная работа, тестовый контроль
Тема 23. Элементы IB группы и их соединения	Интерактивная лекция	Собеседование, решение задач	Лабораторная работа, тестовый контроль
Тема 24. Элементы IIB группы и их соединения	Лекция	Собеседование, решение задач	Исследовательская лабораторная работа, тестовый контроль
Тема 25. Элементы VIIIA группы	Лекция	Собеседование, решение задач	Лабораторная работа (мозговой штурм)

Учебные занятия по дисциплине могут проводиться с применением информационно-телекоммуникационных сетей при опосредованном (на расстоянии) интерактивном взаимодействии обучающихся и преподавателя в режимах online и/или offline в формах: видеолекций, лекций-презентаций, видеоконференции, собеседования в режиме чат, форума, чата, выполнения виртуальных практических и/или лабораторных работ и др.

6.2. Информационные технологии

Использование возможностей интернета в учебном процессе (использование сайта преподавателя (рассылка заданий, предоставление выполненных работ, ответы на вопросы, ознакомление обучающихся с оценками и т. д.));

Использование электронных учебников и различных сайтов (например, электронных библиотек, журналов и т. д.) как источников информации;

Интернет-ресурсы www.asu-edu.ru (представлены учебно-методические материалы для усвоения студентами курса;

Электронный образовательный ресурс по курсу «Неорганическая химия», представленный на платформе MOODLE по адресу <http://moodle.asu-edu.ru>

Для оперативной связи со студентами предполагается возможность использования электронной почты преподавателя и общего чата в ВК.

6.3. Программное обеспечение, современные профессиональные базы данных и информационные справочные системы

6.3.1. Программное обеспечение

Наименование программного обеспечения	Назначение
Adobe Reader	Программа для просмотра электронных документов
Платформа дистанционного обучения LMS Moodle	Виртуальная обучающая среда
Mozilla FireFox	Браузер
Microsoft Office 2013, Microsoft Office Project 2013, Microsoft Office Visio 2013	Пакет офисных программ
7-zip	Архиватор
Microsoft Windows 10 Professional	Операционная система
Kaspersky Endpoint Security	Средство антивирусной защиты
Google Chrome	Браузер
Notepad++	Текстовый редактор
OpenOffice	Пакет офисных программ
Opera	Браузер
VLC Player	Медиапроигрыватель

6.3.2. Современные профессиональные базы данных и информационные справочные системы

[Универсальная справочно-информационная полнотекстовая база данных периодических изданий ООО «ИВИС» http://dlib.eastview.com](http://dlib.eastview.com)

Электронные версии периодических изданий, размещённые на сайте информационных ресурсов www.polpred.com

Электронный каталог Научной библиотеки АГУ на базе MARK SQL НПО «Информ-систем» <https://library.asu-edu.ru/catalog/>

Электронный каталог «Научные журналы АГУ» <https://journal.asu-edu.ru/>

Корпоративный проект Ассоциации региональных библиотечных консорциумов (АРБИКОН) «Межрегиональная аналитическая роспись статей» (МАРС) – сводная база данных, содержащая полную аналитическую роспись 1800 названий журналов по разным отраслям знаний. <http://mars.arbicon.ru>

Справочная правовая система КонсультантПлюс. <http://www.consultant.ru>

7. ФОНД ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ ДЛЯ ПРОВЕДЕНИЯ ТЕКУЩЕГО КОНТРОЛЯ И ПРОМЕЖУТОЧНОЙ АТТЕСТАЦИИ ПО ДИСЦИПЛИНЕ

7.1. Паспорт фонда оценочных средств

При проведении текущего контроля и промежуточной аттестации по дисциплине «Неорганическая химия» проверяется сформированность у обучающихся компетенций, указанных в разделе 3 настоящей программы. Этапность формирования данных компетенций в процессе освоения образовательной программы определяется последовательным освоением дисциплин (модулей) и прохождением практик, а в процессе освоения дисциплины – последовательным достижением результатов освоения содержательно связанных между собой разделов, тем.

Таблица 6. Соответствие разделов, тем дисциплины, результатов обучения по дисциплине и оценочных средств

Контролируемый раздел, тема дисциплины	Код контролируемой компетенции	Наименование оценочного средства
Раздел 1		
Тема 1. Основные понятия химии. Атомно-молекулярное учение	ОПК-1; ОПК-2	Собеседование, лабораторная работа, тестовый контроль, контрольная работа 1
Тема 2. Классификация и номенклатура неорганических соединений	ОПК-1; ОПК-2	Собеседование, лабораторная работа, тестовый контроль, контрольная работа 1
Тема 3. Строение атома	ОПК-1	Собеседование, тестовый контроль, контрольная работа 2
Тема 4. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева	ОПК-1	Собеседование, тестовый контроль, контрольная работа 2
Тема 5. Химическая связь	ОПК-1	Собеседование, тестовый контроль, контрольная работа 3
Тема 6. Скорость химических реакций. Химическое равновесие	ОПК-1; ОПК-2	Собеседование, лабораторная работа, тестовый контроль, контрольная работа 4
Тема 7. Энергетика и направленность химических процессов	ОПК-1; ОПК-2	Собеседование, лабораторная работа, тестовый контроль, контрольная работа 4
Тема 8. Растворы. Теория электролитической диссоциации	ОПК-1; ОПК-2	Собеседование, лабораторная работа, тестовый контроль, контрольная работа 5
Тема 9. Окислительно-восстановительные реакции и электрохимические процессы	ОПК-1; ОПК-2	Собеседование, лабораторная работа, тестовый контроль, контрольная работа 6
Раздел 2		
Тема 10. Комплексные соединения	ОПК-1; ОПК-2	Собеседование, лабораторная работа, тестовый контроль, контрольная работа 7
Тема 11. Элементы VIIA группы (галогены) и их соединения	ОПК-1; ОПК-2	Собеседование, лабораторная работа, тестовый контроль, контрольная работа 8
Тема 12. Элементы VIA группы	ОПК-1; ОПК-2	Собеседование, лабораторная

(халькогены) и их соединения		работа, тестовый контроль, контрольная работа 9
Тема 13. Элементы VA группы и их соединения	ОПК-1; ОПК-	Собеседование, лабораторная работа, тестовый контроль, контрольная работа 10
Тема 14. Элементы IVA группы и их соединения	ОПК-1; ОПК-2	Собеседование, лабораторная работа, тестовый контроль, контрольная работа 11
Тема 15. Элементы IIIA группы и их соединения	ОПК-1; ОПК-2	Собеседование, лабораторная работа, тестовый контроль, контрольная работа 11
Тема 16. Элементы IA и IIA групп и их соединения	ОПК-1; ОПК-2	Собеседование, лабораторная работа, тестовый контроль.
Тема 17. Элементы IIIB группы и их соединения	ОПК-1	Собеседование, тестовый контроль, контрольная работа 12
Тема 18. Элементы IVB группы и их соединения	ОПК-1	Собеседование, тестовый контроль, контрольная работа 12
Тема 19. Элементы VB группы и их соединения	ОПК-1; ОПК-2	Собеседование, лабораторная работа, тестовый контроль, контрольная работа 12
Тема 20. Элементы VIB группы и их соединения	ОПК-1; ОПК-2	Собеседование, лабораторная работа, тестовый контроль, контрольная работа 13
Тема 21. Элементы VIIB группы и их соединения	ОПК-1; ОПК-2	Собеседование, лабораторная работа, тестовый контроль, контрольная работа 13
Тема 22. Элементы VIIIB группы и их соединения	ОПК-1; ОПК-2	Собеседование, лабораторная работа, тестовый контроль, контрольная работа 14
Тема 23. Элементы IB группы и их соединения	ОПК-1; ОПК-2	Собеседование, лабораторная работа, тестовый контроль.
Тема 24. Элементы IIB группы и их соединения	ОПК-1; ОПК-2	Собеседование, лабораторная работа, тестовый контроль.
Тема 25. Элементы VIIIA группы	ОПК-1	Собеседование

7.2. Описание показателей и критериев оценивания компетенций, описание шкал оценивания

Таблица 7. Показатели оценивания результатов обучения в виде знаний

Шкала оценивания	Критерии оценивания
5 «отлично»	демонстрирует глубокое знание теоретического материала, умение обоснованно излагать свои мысли по обсуждаемым вопросам, способность полно, правильно и аргументированно отвечать на вопросы, приводить примеры
4 «хорошо»	демонстрирует знание теоретического материала, его последовательное изложение, способность приводить примеры, допускает единичные ошибки, исправляемые после замечания преподавателя
3 «удовлетворительно»	демонстрирует неполное, фрагментарное знание теоретического материала, требующее наводящих вопросов преподавателя, допускает существенные ошибки в его изложении, затрудняется в приведении

Шкала оценивания	Критерии оценивания
	примеров и формулировке выводов
2 «неудовлетворительно»	демонстрирует существенные пробелы в знании теоретического материала, не способен его изложить и ответить на наводящие вопросы преподавателя, не может привести примеры

Таблица 8. Показатели оценивания результатов обучения в виде умений и владений

Шкала оценивания	Критерии оценивания
5 «отлично»	демонстрирует способность применять знание теоретического материала при выполнении заданий, последовательно и правильно выполняет задания, умеет обоснованно излагать свои мысли и делать необходимые выводы
4 «хорошо»	демонстрирует способность применять знание теоретического материала при выполнении заданий, последовательно и правильно выполняет задания, умеет обоснованно излагать свои мысли и делать необходимые выводы, допускает единичные ошибки, исправляемые после замечания преподавателя
3 «удовлетворительно»	демонстрирует отдельные, несистематизированные навыки, испытывает затруднения и допускает ошибки при выполнении заданий, выполняет задание по подсказке преподавателя, затрудняется в формулировке выводов
2 «неудовлетворительно»	не способен правильно выполнить задания

7.3. Контрольные задания и иные материалы, необходимые для оценки результатов обучения по дисциплине

Раздел 1. Общая химия

Тема 1. Основные понятия химии. Атомно-молекулярное учение

Вопросы для собеседования

- Объем резиновой камеры автомобильной шины равен $0,025 \text{ м}^3$, давление в ней $5,0665 \cdot 10^5 \text{ Па}$. Определите массу воздуха, находящегося в камере при $20 \text{ }^\circ\text{C}$.
- Рассчитайте молекулярную массу газа, если $7 \cdot 10^{-3} \text{ кг}$ его при $20 \text{ }^\circ\text{C}$ и $0,253 \cdot 10^5 \text{ Па}$ занимают объем $22,18 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$.
- Давление воздуха в автомобильной шине равно $3,0399 \cdot 10^5 \text{ Па}$ при 15°C . Как изменится давление в шине при нагревании ее до 60°C от трения при движении автомобиля? Объем считать постоянным.
- Рассчитайте среднюю молекулярную массу и плотность по диоксиду углерода смеси газов, содержащей по объему 38 % фосгена COCl_2 и 62 % хлора Cl_2 .
- Определите массу 10^{-3} м^3 газовой смеси, содержащей (по объему) 50% водорода и 50% диоксида углерода (н.у.).
- Газ (н.у.) занимает объем 1 м^3 . При какой температуре объем газа утроится, если давление газа не меняется?
- При каком давлении масса хлора объемом $3 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$ составит $2,5 \cdot 10^{-3} \text{ кг}$, если $t = 23^\circ\text{C}$?
- Какую массу CaCO_3 надо взять, чтобы получить при его прокаливании диоксид углерода, занимающий объем $25 \cdot 10^{-6} \text{ м}^3$ при 15°C и давлении 104000 Па ?
- Вычислите объем $0,100 \text{ кг}$ газовой смеси состава $3\text{CO} + 2\text{CO}_2$ при $50 \text{ }^\circ\text{C}$ и давлении 98600 Па .
- Из $5 \cdot 10^{-3} \text{ кг}$ хлората калия KClO_3 было получено $0,7 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$ кислорода, измеренного при $20 \text{ }^\circ\text{C}$ и давлении 111900 Па . Определите массовую долю примесей в хлорате калия.

11. При 0°C в сосуде объемом $14 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$ содержится $0,8 \cdot 10^{-3} \text{ кг}$ водорода и $6,30 \cdot 10^{-3} \text{ кг}$ азота. Определите парциальное давление азота и общее давление смеси.
12. В газометре над водой при 20°C и давлении 98500 Па находится $8 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$ кислорода. Давление водяного пара при 20°C равно 2335 Па . Какой объем (н.у.) займет кислород, находящийся в газометре?
13. Газовая смесь состоит из $5 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$ азота, находящегося под давлением 95940 Па , $3 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$ кислорода. Объем смеси $8 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$. Общее давление газовой смеси 104200 Па . Под каким давлением взят кислород?
14. В газонаполненных лампах содержится смесь газов, имеющая объемный состав: 86% Ar и 14% N_2 . Рассчитайте парциальное давление каждого из газов, если общее давление равно 39990 Па .
15. Водород объемом $3 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$ находится под давлением 100500 Па . Какой объем аргона под таким же давлением надо прибавить к водороду, чтобы при неизменном общем давлении парциальное давление аргона в смеси стало равным 83950 Па ?
16. Газовая смесь составлена из $5 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$ метана под давлением 96000 Па , $2 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$ водорода под давлением 84000 Па и $3 \cdot 10^{-3}$ диоксида углерода под давлением 109000 Па . Объем смеси $8 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$. Определите парциальные давления газов в смеси и общее давление смеси.
17. Что называют молярной массой эквивалента? Чему она равна для кислот и оснований в реакциях полной нейтрализации?
18. Что называют количеством вещества эквивалента? Чему равна эта величина для $\text{Ca}(\text{OH})_2$ и H_3PO_4 (в реакциях полной нейтрализации), BaCl_2 и $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, взятых количеством вещества 1 моль?
19. Какое прилагательное применяют для выражения отношения данной величины к количеству вещества? Приведите примеры.
20. Какую величину дают для элемента отношения:
 $M(\text{X})/M(f_{\text{эkv}}(\text{X})\text{X})$ и $\text{Ar}(\text{X})/(M(f_{\text{эkv}}(\text{X})\text{X}))$.
21. Сколько молярных масс содержится в указанной массе следующих веществ: KOH—168 г; H_2SO_4 —245 г; NaOH—1 кг; H_3PO_4 —1,225 кг; $\text{Mg}(\text{OH})_2$ —0,29 кг? Какую физическую величину выражают найденные числа?
22. Найдите массы CO, CO_2 , NaOH, P_2O_3 , в которых содержатся соответственно 4, 10, 2,5 и 5 молярных масс вещества.
23. Чему равно $n(\text{CaSO}_4)$ в гипсе $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ массой 1,72 кг и n для кристаллогидрата в гипсе, полученном из 0,68 кг безводного сульфата кальция?
24. Какое количество вещества каждого атомарного элемента пошло на образование 1 моль: HCl, Cl_2 , H_2O , H_2SO_4 , H_3PO_4 , PH_3 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, HClO_4 ?
25. На примере H_3PO_4 и $\text{Fe}(\text{OH})_3$ покажите, какие УЧ могут быть эквивалентами для многоосновных кислот и многокислотных оснований. Покажите также, какая УЧ является эквивалентом HNO_3 в кислотно-основных реакциях и при взаимодействии ее разбавленного раствора с медью.
26. При растворении в кислоте металла массой 11,9 г выделился водород объемом 2,24 л (н.у.). Чему равны $f_{\text{эkv}}(\text{X})$ и $M(f_{\text{эkv}}(\text{X})\text{X})$ для этого металла.
27. Бром массой 0,4586 г вытесняет из раствора KI иод массой 0,7280, который взаимодействует с металлом массой 0,5935 г. Определите молярную массу эквивалента этого металла.
28. На восстановление оксида металла массой 1,8 г израсходован водород объемом 833 мл (н.у.). Найдите $M(f_{\text{эkv}}(\text{X})\text{X})$ металла.
29. Какое количество вещества эквивалента Na_2CO_3 надо взять для того, чтобы из раствора перевести в осадок все ионы Ca^{2+} количеством вещества 0,5 моль?
30. Какие методы существуют для определения молярных и относительных атомных масс элементов?

Лабораторная работа «Определение эквивалента магния»

Для определения эквивалента металлов, способных вытеснять водород из разбавленных кислот и щелочей, можно применять так называемый метод вытеснения водорода.

Цель работы: научиться определять эквивалент металлов способом вытеснения водорода из разбавленных кислот.

Оборудование: штатив, прибор Ландольта с газоотводной трубкой, цилиндр, кристаллизатор, маленький мерный цилиндр для соляной кислоты, термометр, барометр, разбавленная соляная кислота, навеска магния.

ХОД РАБОТЫ

Соберите прибор (рис. 1), состоящий из цилиндра, кристаллизатора, газоотводной трубки и пробирки. Испытайте прибор на герметичность. Для этого конец газоотводной трубки опустить в кристаллизатор с водой, и, нагревая пробирку теплом руки, наблюдать выделение пузырьков воздуха. Если пузырьков нет, прибор не герметичен.

Цилиндр для собирания водорода брать емкостью 100 мл.

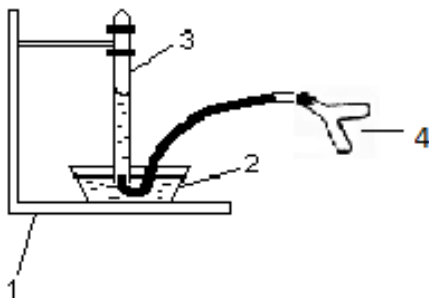


Рис. 1. 1 – штатив, 2 – кристаллизатор, 3 – цилиндр, 4 – сосуд Ландольта.

В одно колено пробирки поместите образец металла (0,2 г), а в другое – 5 мл раствора разбавленной соляной кислоты HCl (1:2). Затем наклоните пробирку так, чтобы соляная кислота соединилась с металлом. Тотчас начинается выделение водорода, и вода вытесняется из цилиндра в кристаллизатор.

По окончании реакции, когда выделение водорода прекратится, определить объем выделившегося водорода (V мл) по делениям цилиндра и высоту столба воды в цилиндре от поверхности воды в кристаллизаторе с помощью линейки с миллиметровыми делениями (h мм).

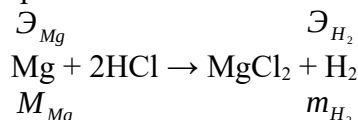
Отметьте показания комнатного барометра во время опыта. По таблице найдите упругость водяных паров, насыщающих пространство при данной температуре.

РЕЗУЛЬТАТЫ ОПЫТА

1. Масса магния – m , г.
2. Объем выделившегося водорода – V , мл.
3. Высота столба в цилиндре – h , мм.
4. Температура опыта – t , °C.
5. Барометрическое давление – p , мм рт. ст.
6. Упругость водяного пара при температуре C° – p^1 , мм рт. ст.

ВЫЧИСЛЕНИЯ

На основании данных опыта можно рассчитать эквивалент магния:



Согласно закону эквивалентов: $\frac{m_{Mg}}{\mathcal{E}_{Mg}} = \frac{m_{H_2}}{\mathcal{E}_{H_2}}$

Отношение $\frac{m_{H_2}}{\mathcal{E}_{H_2}}$ можно заменить равным ему отношением $\frac{V_0}{V_{г-эkv}}$, где

V – объем вытесненного водорода в миллилитрах при н.у.

$V_{г-эkv}$ – объем грамм-эквивалента водорода величина постоянная и равная 11200 мл, т.к. 2 г водорода (1 г-моль) при н.у. занимают объем 22,4 л, а 1 г водорода (1 г-эkv) соответственно 11,2 л.

Таким образом, получаем зависимость:

$$\frac{m_{Mg}}{\mathcal{E}_{Mg}} = \frac{V_0}{11200}, \quad \text{откуда } \mathcal{E}_{Mg} = \frac{m_{Mg} \cdot 11200}{V_0} \quad (1)$$

$$V_0 \text{ находится по формуле } \frac{p_{H_2} \cdot V_{H_2}}{T} = \frac{p_0 \cdot V_0}{T_0}, \quad \text{откуда } V_0 = \frac{p_{H_2} \cdot V_{H_2} \cdot T_0}{T \cdot p_0} \quad (2)$$

где

V_0 – объем выделившегося водорода при нормальных условиях,

V_{H_2} – объем водорода в цилиндре при проведении опыта,

T – абсолютная температура = $T_0 + t$ °C ($T_0 = 273$ °C),

p – давление водорода в цилиндре,

p_0 – нормальное давление = 760 мм рт. ст.

Давление водорода (p_{H_2}) определяется следующим образом: принимая во внимание, что атмосферное давление p уравнивается давлением водорода в цилиндре p_{H_2} , упругостью $p_{H_2O}^1$ водяного пара, насыщающего пространство над водой в цилиндре и давлением водяного столба h мм (в переводе на миллиметры ртутного столба $\frac{h}{13,6}$), имеем:

$$p = p_{H_2} + p_{H_2O} + \frac{h}{13,6}, \quad \text{откуда } p_{H_2} = p - p_{H_2O} - \frac{h}{13,6} \quad (3)$$

Таблица 1 – Давление насыщенного пара воды

t, °C	P		t, °C	P	
	кПа	мм рт. ст.		кПа	мм рт. ст.
10	1.2281	9.212	24	2.9850	22.39
11	1.3129	9.848	25	3.1690	23.77
12	1.4027	10.52	26	3.3629	25.22
13	1.4979	11.24	27	3.5670	26.75
14	1.5988	11.99	28	3.7818	28.37
15	1.7056	12.79	29	4.0078	30.06
16	1.8185	13.64	30	4.2455	31.84
17	1.9380	14.54	31	4.4953	33.72
18	2.0644	15.48	32	4.7578	35.69
19	2.1978	16.48	33	5.0335	37.75
20	2.3388	17.54	34	5.3229	39.93
21	2.4877	18.66	35	5.6267	42.20
22	2.6447	19.84	36	5.9453	44.59
23	2.8104	21.08	37	6.2795	47.10

Таким образом, вначале по формуле (3) вычислить давление водорода p_{H_2} , затем по формуле (2) объем водорода V_0 и по формуле (1) эквивалент магния.

Вычислить относительную ошибку опыта в процентах по формуле:

$$\% \text{ ошибки} = \pm \frac{\mathcal{E}_{теор} - \mathcal{E}_{опыт}}{\mathcal{E}_{теор}} \cdot 100\%$$

Вывод: в результате работы был исследован способ определения эквивалентной массы металла, которая находится методом вытеснения водорода из раствора кислоты.

Тестовые задания

Вариант № 1

1. Фактор эквивалентности соли

1) 1/основность

2) 1/число катионов * валентность катионов

3) 1/кислотность

4) 1/число атомов элемента * валентность элемента

2. Фактор эквивалентности основания

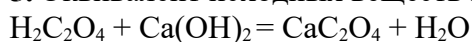
- 1) 1/основность
- 2) 1/число катионов * валентность катионов
- 3) 1/кислотность
- 4) 1/число атомов элемента * валентность элемента

3. Плотность газа по гелию равна 11, плотность газа по неону

- 1) 2,2
- 2) 1,1
- 3) 20
- 4) 44

4. При сгорании $4 \cdot 10^{-6}$ кг углерода число молекул CO_2 равно

- 1) $2 \cdot 10^{21}$
- 2) $2 \cdot 10^{20}$
- 3) $2 \cdot 10^{22}$
- 4) $2 \cdot 10^{23}$

5. Эквивалент исходных веществ в реакции

- 1) 1/2, 1/2
- 2) 1, 1/2
- 3) 1/2, 1
- 4) 1, 1

6. Объем (в л), занимаемый 5,25 г азота при 26°C и давлении 98,9 кПа # # #

7. Массовые доли галогена в галогениде металла и кислорода в его оксиде соответственно равны 68,35% и 15,4%. Название галогена # # #

8. Бром массой 0,4586 г вытесняет из раствора KI йод массой 0,7280 г, который взаимодействует с металлом массой 0,5935 г. Молярная масса эквивалента металла в г/моль # # #

9. Цинк реагирует с избытком воды в щелочной среде (NaOH) с образованием 5,6 л газа (н.у.). Эквивалентное количество вещества цинка в моль # # #

Вариант № 2**1. Фактор эквивалентности кислоты**

- 1) 1/кислотность
- 2) 1/основность
- 3) 1/число атомов элемента * валентность элемента
- 4) 1/число катионов * валентность катионов

2. Фактор эквивалентности оксида

- 1) 1/число катионов * валентность катионов
- 2) 1/основность
- 3) 1/число атомов элемента * валентность элемента
- 4) 1/кислотность

3. Масса (в граммах) 0,25 моль оксида лития

- 1) 5,75
- 2) 6,2
- 3) 7,5
- 4) 9,25

4. Количество вещества (моль), содержащееся в 37,6 г нитрата меди (II)

- 1) 0,3
- 2) 3,35
- 3) 0,2
- 4) 5

5. Один моль воды при н.у. занимает объем

- 1) 18 мл
- 2) 118 л
- 3) 22,4 л
- 4) 22,4 мл

6. Плотность газа по воздуху равна 1,17, молекулярная масса газа # # #**7. Масса (в граммах) натрия в 35,1 г хлорида натрия равна # # #****8. На нейтрализацию 3 г H_3AsO_4 израсходовалось 2,366 г KOH. Основность кислоты # # #**

9. Из 48,15 г оксида металла можно получить 88,65 г его нитрата. Молярная масса эквивалента двухвалентного металла в г/моль # # #

Тема 2. Классификация и номенклатура неорганических соединений**Вопросы для собеседования**

1. Какие бинарные соединения называют оксидами? Укажите возможные способы их получения.
2. На чем основана классификация оксидов на: а) несолеобразующие и солеобразующие; б) кислотные, основные и проявляющие кислотно-основную двойственность? Какие реакции характерны для оксидов каждой из этих групп?
3. Приведите примеры оксидов, которые при взаимодействии с водой образуют две кислоты. Как взаимодействуют с раствором $\text{Ca}(\text{OH})_2$ оксиды N_2O_5 , N_2O_3 и NO_2 ?

4. В чем проявляется кислотная природа тех оксидов, которые с водой непосредственно не взаимодействуют?
5. Назовите основные оксиды, непосредственно взаимодействующие с водой. Напишите уравнения соответствующих реакций.
6. Какие по характеру оксиды образуют неметаллы и металлы в разных степенях окисления? Покажите это на примере оксидов хрома CrO , Cr_2O_3 , CrO_3 .
7. У какого из двух оксидов основные свойства выражены сильнее: FeO или Fe_2O_3 ; SnO или SnO_2 ; ZnO или CdO ; SnO или PbO ; BeO или CaO ; As_2O_3 или Bi_2O_3 ?
8. В каких случаях два оксида могут взаимодействовать друг с другом и какие соединения при этом образуются?
9. Какие оксиды и на каком основании могут быть отнесены также и к классу солей? Приведите соответствующие примеры.
10. Формулами каких солей может быть формально выражен состав таких минералов, как шпинели, гаусманит, магнетит? К какому классу следует отнести эти соединения?
11. Как получить оксиды CuO , CO_2 , SO_2 , P_2O_5 , Fe_2O_3 , MgO из простых и сложных веществ?
12. Получите по два оксида из различных исходных веществ: а) кислот, б) оснований, в) солей.
13. Какой оксид можно получить из каждой кислоты следующего ряда: HClO_4 , H_2MoO_4 , $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$?
14. Как получить оксид цинка из: а) металла, б) минералов галмея ZnCO_3 и цинковой обманки ZnS ?
15. Через какой промежуточный продукт, легко разлагающийся при нагревании, можно получить оксид металла из его соли? Покажите это на примерах: $\text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$; $\text{Al}(\text{CH}_3\text{COO})_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$; $\text{CuSO}_4 \rightarrow \text{CuO}$; $\text{MnBr}_2 \rightarrow \text{MnO}$. Как можно для одного и того же элемента из одного оксида получить другой.
16. Какие соли называют гидроксоосолями? Как их можно получить, если исходным веществом является гидроксид или соль, например $\text{Mn}(\text{OH})_2$ и $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$?
17. Напишите графические формулы: гидроксобромида марганца (II); гидроксокарбоната магния; гидроксонитрата алюминия; тригидроксофосфата кальция.
18. В чем гидроксоосоль проявляет сходство: с основаниями, с солями? Покажите это уравнениями соответствующих реакций.
19. Приведите примеры элементов, которые вместо гидроксоосоль образуют оксоосоль. За счет чего это происходит? Напишите графические формулы: хлорида оксосурьмы(III); сульфата оксотитана; хлорида диоксоурана.
20. Приведите пример кислот, оснований и солей, из которых нельзя получить гидро- и гидроксоосоль.
21. Как можно осуществить следующие переходы в прямом и обратном направлении: кислота \rightarrow гидросоль \rightarrow средняя соль \rightarrow гидроксоосоль \rightarrow гидроксид \rightarrow оксид?
22. Напишите уравнения реакций, которые последовательно протекают при постепенном добавлении: а) NaOH к раствору гидросульфата цинка; б) кислоты к раствору алюмината калия.
23. Какими двумя способами можно получить: а) сульфид меди из металлической меди; б) хлорид алюминия из металлического алюминия?
24. Напишите уравнения реакций, при помощи которых перечисленные ниже соли могут быть переведены в средние: $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$, $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, $[\text{Al}(\text{OH})_2]_2\text{SO}_4$, $\text{Cr}_2(\text{OH})_4\text{SO}_4$.

Лабораторная работа «Основные классы неорганических соединений»

Опыт 1. Поместить в металлическую ложечку кусочек серы величиной с горошину и нагреть в пламени горелки. Как только сера загорится, внести ложечку в банку, не касаясь стенок и дна. Когда сера сгорит, ложечку вынуть, а в банку налить немного дистиллированной воды и взболтать. Испытать раствор лакмусом. (Написать уравнение реакции. Каков характер оксида?)

Опыт 2. В сухую пробирку поместить немного основного карбоната меди. Держа пробирку в наклонном положении, нагреть ее до полного разложения соли. (Какого цвета

вещество останется в пробирке? Что выделяется на стенках пробирки? Написать уравнение реакции.) Полученный оксид меди сохранить для опыта 8.

Опыт 3. Действуя на раствор сульфата меди избытком щелочи, получить гидроксид меди. Полученный осадок нагреть. (Объяснить почернение осадка и написать уравнение реакции.) Осадок сохранить для сравнения с осадком в опыте 14.

Опыт 4. Взболтать в пробирке немного оксида кальция и оксида магния с водой и профильтровать в другую пробирку. Фильтрат испытать лакмусом или фенолфталеином. (Как изменяется цвет раствора? Написать уравнение реакции.)

Опыт 5. В фарфоровую чашечку налить до половины дистиллированную воду и прибавить несколько капель раствора фенолфталеина. Вынуть пинцетом из склянки кусочек металлического натрия (натрий хранится под керосином), тщательно вытереть фильтровальной бумагой и бросить в чашку с водой (осторожно не наклоняться над чашкой). Наблюдать происходящие явления. Написать уравнение реакции.

Опыт 6. В две пробирки (порознь) налить растворы хлорида окисного железа и нитрата висмута. В обе пробирки налить раствор щелочи. (Что наблюдается? Каков цвет осадков? Написать уравнение реакции.)

Опыт 7. В пробирку с 3-4 мл серной кислоты (1:5) опустить кусочек цинка. К концу опыта раствор нагреть до кипения. Время от времени, отводя пробирку в сторону, наблюдать, выделяется ли газ. Как только прекратится выделение газа, нагревание прекратить и дать остыть пробирке. По охлаждению должны выпасть кристаллы сульфата цинка. (Написать уравнение реакции.)

Опыт 8. К черному порошку оксида меди, полученному в опыте 2, прилить немного серной кислоты (1:5) и нагреть до полного растворения. (В какой цвет окрашивается раствор? Написать уравнение реакции.) Если осадок полностью не растворится, дать ему отстояться. Слив жидкость, сохранить ее для следующего опыта.

Опыт 9. В пробирку с полученным в опыте 8 раствором сульфата меди всыпать железные опилки и взболтать. Как изменяется окраска раствора и опилок? Напишите уравнение реакции.

Опыт 10. В пробирку с раствором гидр оксида бария впустить из аппарата Киппа углекислый газ. Как только образуется осадок, аппарат Киппа отключить. (Написать уравнение реакции.)

Опыт 11. Налить в две пробирки (порознь) растворы хлорида бария и нитрата свинца. Влить в них немного раствора серной кислоты. (Что наблюдается? Написать уравнение реакции.)

Опыт 12. В четыре пробирки порознь налить растворы следующих солей: в первую – хлорида натрия и нитрата серебра, во вторую – нитрата бария и сульфата натрия, в третью – нитрата свинца и хромата калия, в четвертую – нитрата свинца и йодида калия. (Какой цвет образующихся осадков? Написать уравнения реакций.)

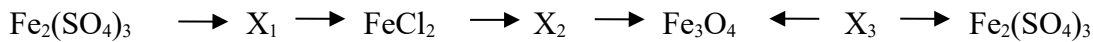
Опыт 13. В пробирку налить раствор гидр оксида кальция («известковой воды») и осторожно пропускать в нее из аппарата Киппа углекислый газ до тех пор, пока полученный в начале осадок не растворится. (Объяснить происходящие явления. Написать уравнения реакций.)

Опыт 14. К раствору сульфата меди прилить по каплям едкий натр до образования осадка. Жидкость с осадком нагреть. (Сравнить цвет осадка до нагревания и после нагревания с цветом осадка в опыте 3. Объяснить происходящие изменения, написать уравнения реакций, имея в виду, что при недостатке щелочи образуется основная соль.)

Опыт 15. В пробирку налить 2-3 мл раствора сульфата алюминия и по каплям – раствор едкого натра до образования осадка, смесь взболтать и вместе с осадком разлить на две пробирки. В первую влить раствор соляной кислоты, во вторую – раствор щелочи до полного растворения осадка. (Написать уравнения всех реакций.)

Тестовые задания

Вариант №1



5. Составьте формулы (эмпирические графические) всех возможных солей, образованных гидроксидом магния и хромовой кислотой. Дайте названия солям.
6. К 50 мл смеси в 2-х оксидах углерода добавили 100 мл кислорода и подожгли. В результате реакции общий объем газов уменьшился на 10%. Все объемы газов измерялись при одинаковых условиях. Определите объемный состав исходной смеси.
7. Сколько лет потребуется, чтобы пересчитать все молекулы, находящиеся в воде массой 1 г, если каждую секунду отсчитывать по миллиону молекул?
8. При термическом разложении оксида марганца (IV), взятого массой 0,435 г, выделился кислород и образовался другой оксид марганца массой 0,382 г. Какова формула этого оксида?
9. Что называют эквивалентом вещества? При каком условии эквивалент идентичен самой частице вещества?

Тема 3. Строение атома

Вопросы для собеседования

1. Что называют принципом неопределенности и соотношением неопределенности?
2. Применимо ли понятие траектории движения к микрочастицам? Чем это определяется и какое понятие его заменяет?
3. Неопределенность положения электрона равна: а) 10^{-10} м; б) 1 см. Какой будет при этом неопределенность в импульсе и скорости?
4. Свет имеет двойственную природу, поэтому энергия фотона может быть выражена двумя уравнениями: $E = h\nu$ и $E = mc^2$. Найдите отсюда взаимосвязь между длиной волны, скоростью света и массой фотона. Получите уравнение де Бройля, заменив фотон любой микрочастицей. Почему корпускулярно-волновой дуализм свойствен только микрочастицам?
5. Какое экспериментальное подтверждение нашла гипотеза де Бройля о волновых свойствах микрочастиц?
6. Основываясь на уравнении Бора $mvr = nh/2\pi$ и уравнении де Бройля $\lambda = h/mv$, покажите, что стационарные орбиты Бора — это те орбиты, в длине окружности которых укладывается целое число волн электрона. Сколько волн электрона укладывается в длине окружности первой и второй стационарной орбиты Бора в атоме водорода?

Вопросы для работы в мини группах (лабораторная работа)

1. Неопределенность в скорости электрона равна 10^8 см/с. Найдите соответствующую неопределенность в положении электрона.
2. Погрешность в определении положения электрона равна: а) 0,5 см; б) 0,05 нм. Какой будет при этом погрешность в определении скорости? Для второго случая сравните ΔV , выраженную в км/с, со скоростью движения электрона по первой орбите Бора.
3. Скорость движения электрона по первой боровской орбите равна 2187 км/с. Если погрешность в определении скорости равна 1 км/с, то какой будет при этом погрешность в определении координаты? Сравните ее со значением радиуса орбиты.
4. Чему равна дебройлевская длина волны электрона, движущегося со скоростью: а) $6 \cdot 10^6$ м/с; б) 2187 км/с?
5. Чему равна масса фотона красного света ($\lambda = 648$ нм)? Сравните ее с массой электрона ($9,11 \cdot 10^{-28}$ г).
6. Чему равен импульс фотона для света с $\lambda = 485$ нм?
7. Энергия фотона равна $5 \cdot 10^{-19}$ Дж. Найдите длину волны этого излучения. Чему равны длина волны, масса и импульс для фотона с энергией 6,7 эВ?
8. Во сколько раз масса фотона, отвечающего линии H α серии Бальмера ($\lambda = 6,56 \cdot 10^{-7}$ м), меньше массы электрона и во сколько раз скорость фотона больше скорости электрона, движущегося в атоме водорода по орбите с радиусом 0,053 нм?
9. Если атом гелия имеет энергию 0,04 эВ (энергия теплового движения при комнатной температуре), то какой будет соответственно дебройлевская длина волны?

10. Дифракция электронов четко обнаруживается, если для них дебройлевская длина волны соизмерима с межатомным расстоянием в кристалле, служащим дифракционной решеткой, т.е. имеет порядок 0,1 нм. Чему равна длина волны де Бройля для электрона, движущегося: а) со скоростью $7,2 \cdot 10^3$ км/с и б) со скоростью, в 100 раз меньшей скорости света? Дадут ли эти электроны дифракционную картину?

Тема 4. Периодический закон и периодическая система химических элементов

Д.И. Менделеева

Вопросы для собеседования

1. Что называют энергией ионизации? Какая величина имеет с ней одинаковое числовое значение? В каких единицах они измеряются?
2. Чему равно число всех возможных ионизационных потенциалов для данного атома и что является причиной увеличения их значений в ряду: $I_1 < I_2 < I_3 \dots$?
3. Как зависит величина ионизационного потенциала от значения для электрона главного квантового числа и чем эта зависимость обусловлена?
4. Как можно по экспериментально найденным ионизационным потенциалам установить наличие в атоме электронных слоев и число электронов, которые они содержат? Покажите это, пользуясь значениями этих величин для бериллия: $I_1 = 9,3$; $I_2 = 18,2$; $I_3 = 153,7$ и $I_4 = 217$ эВ.
5. Как должны отличаться друг от друга ионизационные потенциалы атомов: а) натрия и хлора, б) калия и криптона, в) бериллия и бария?
6. Что называют сродством атома к электрону? Для каких элементов эта величина имеет наибольшее положительное значение и для каких отрицательное значение? Какие экспериментальные данные указывают на невозможность существования многозарядных простых ионов?
6. Какой вывод можно сделать о свойствах элемента по значению для него ионизационного потенциала и сродства к электрону?
7. Что называют абсолютной и относительной электроотрицательностью? Как по значению этой величины можно, судить о направлении смещения электронной плотности при образовании связей?
8. Что называют степенью окисления элемента и чему равна их общая сумма в молекуле и ионе?
9. Чему равна степень окисления натрия, кальция и хлора, если они находятся в виде свободных ионов: Na^+ , Ca^{2+} , Cl^- , и хрома, если он находится в составе сложного иона $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$?
10. Какая степень окисления должна быть более характерна для элемента при высоких или низких значениях его ЭО?
11. При высоких или низких значениях степень окисления элемента может быть равна заряду его свободного простого иона?
12. Свойства свободного или связанного атома характеризуют понятия энергии ионизации, сродства к электрону и электроотрицательности?

Вопросы для работы в мини группах (лабораторная работа)

1. Первый потенциал ионизации атомов элементов второго периода (эВ): Li 5,39; B 8,3; Be 9,23; C 11,23; O 13,62; N 14,53; F 17,42; Ne 21,56. Проанализируете данные и сделаете выводы. Можно ли на основании этих данных показать принцип Паули?
2. Атомы калия и меди имеют по одному электрону на внешнем уровне. $I_1(\text{K}) = 4.341$ эВ, а $I_1(\text{Cu}) = 7.726$ эВ. Почему у меди I_1 намного больше, чем у калия?
3. Энергия ионизации при последовательном отрыве электрона от атома Ca составляет: $I_1 = 6.113$; $I_2 = 11.871$; $I_3 = 51.21$ эВ. Чем объясняется резкое возрастание I_3 ?
4. Проследите изменения величин сродства к электрону у элементов третьего периода (кДж/моль): $E_e(\text{Na})=52.9$, $E_e(\text{Mg})=-21$, $E_e(\text{Al})=44$, $E_e(\text{Si})=133.6$, $E_e(\text{P})=72$, $E_e(\text{S})=200.4$, $E_e(\text{Cl})=349$, $E_e(\text{Ar})=-35$. Объясните причины немонотонного изменения E_e .
5. а) Ионы K^+ и Cl^- имеют одинаковое число электронов. Какой ион больше? Почему?
б) Чем объяснить, что второй потенциал ионизации атома Be меньше, чем у атома Li (хотя первый потенциал ионизации у Be больше, чем у Li).
6. Для атома углерода значение последовательных потенциалов ионизации составляют (эВ): $I_1=11,3$; $I_2=24,4$; $I_3=47,9$; $I_4=64$; $I_5=392$. Объясните: а) ход изменения потенциалов; б) чем вызван резкий скачек при переходе от I_4 к I_5 .
7. Объясните ход изменения ионизации (в эВ) в ряду Mg–Al–Si:

1) 6f, 7d, 8p

2) 5f, 7p, 8s

3) 4f, 5d, 6p

4) 4d, 5p, 6s

7. Число неспаренных электронов в атоме хрома в невозбужденном состоянии # # #

8. Энергия ионизации атома Ca (эВ): $I_1 = 6,113$; $I_2 = 11,871$; $I_3 = 51,21$. третья энергия ионизации резко возрастает из-за отрыва # # # электрона

9. Число орбиталей у атома определяется # # # квантовым числом

10. Установить соответствие между электронными конфигурациями и химическими частицами

1: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^0 3d^5$ А: F⁻2: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$ Б: C3: $1s^2 2s^2 2p^6$ В: Fe⁺³4: $1s^2 2s^2 2p^2$ Г: Cr

11. Расположить в правильной последовательности заполнения энергетических подуровней в атомах

А: 6p

Б: 7s

В: 6s

Г: 4f

Д: 5f

Е: 6d

Ж: 5d

Контрольная работа 2

(«Строение атома», «Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева»)

Вариант №1

1. Что называют принципом неопределенности и соотношением неопределенности.
2. Для скольких АО сумма $n+l = 8$? Есть ли такие орбитали у элементов периодической системы? Атомы, каких элементов имеют наибольшее значение суммы $n + l$?
3. Напишите электронно-графические формулы: Cr, Cl⁺⁵, Te⁻², Tb.
4. Напишите электронные формулы еще неоткрытых элементов №108, №113 и укажите, какое место они займут в периодической системе.
5. Скорость движения электрона по первой бортовой орбите равна 2187 км/с. Если погрешность в определении скорости равна 1 км/с, то какой будет при этом погрешность в определении координаты? Сравните ее со значением радиуса орбиты.
6. Поясните причину различия в величинах ионных радиусов для изоэлектронных ионов; 1,33(F⁻); 1,36(O²⁻); 0,98(Na⁺); 0,74(Mg²⁺); 0,57(Al³⁺)
7. Объясните особо низкую устойчивость соединений р-элементов 6-периода в высшей С.О.
8. Рассчитайте значения $Z_{эф.}$ атомов Na, Mg и покажите влияние $Z_{эф.}$ на значение E_i атомов.

Вариант №2

1. Применимо ли понятие траектории движения к микрочастицам? Чем это определяется и какое понятие его заменяет?
2. Укажите значение квантовых чисел для внешних электронов в атомах элементов с порядковым номером 11, 14, 20, 23, 33.
3. Напишите электронно-графические формулы: Pd, Zr⁺², S⁻², Fm.
4. На основании учения о строении атома объясните, почему энергетический s-подуровень включает одну орбиталь, p-подуровень – три, d-подуровень – пять и f-подуровень – семь. Укажите max число электронов на этих подуровнях.
5. Чему равна дебройлевская длина волны электрона, движущегося со скоростью: а) $6 \cdot 10^6$ м/с; б) 2187 км/с?
6. Почему гидроксид лития по силе основных свойств, растворимости и способности отщеплять воду при нагревании проявляет сходство с гидроксидом магния и кальция?
7. Энергия ионизации при последовательном отрыве электрона от атомов Mg составляет: $E_1=733$, $E_2=1447$ и $E_3=7718$ кДж/моль. Чем объяснить резкое возрастание E_3 ?
8. Какую структуру должен иметь восьмой период? Повторяет ли он полностью седьмой период?

Тема 5. Химическая связь

Вопросы для собеседования

Метод валентных схем

1. Может ли длина связи быть равной сумме радиусов двух атомов, которые её образуют? Покажите и объясните на примере молекулы H_2 , зная, что $r(H) = 0,053$ нм, а $d(H-H) = 0,074$ нм.
2. Вычислите энергию σ -связи C–C, если стандартная теплота образования C–H из газообразных углерода и водорода равна -2815 кДж/моль, а энергия σ -связи C–H равна $-411,3$ кДж/моль.
3. Энергия диссоциации HI равна $298,4$ кДж/моль. Можно ли разложить HI на элементы при облучении ультрафиолетовым светом $\lambda = 2 \cdot 10^{-10}$ м? Какую энергию надо затратить, чтобы разложить $5 \cdot 10^{-3}$ г HI?
4. Почему максимальная ковалентность фосфора может быть равной пяти, а у азота такое состояние отсутствует?
5. В рамках теории ВС объяснить, почему у большинства p-элементов с переменной валентностью её значения различаются на 2?
6. Для каких элементов, имеющих электронные конфигурации внешнего слоя атома $3s^2p^2$, $4s^2p^3$, $5s^2p^4$, $6s^1p^5$ характерны переменная чётная и переменная нечётная валентность?
7. На основании разности электроотрицательности атомов элементов укажите, как изменяется степень ионности связи в соединениях HF, HCl, HBr, HI?
8. Рассчитайте эффективные заряды атомов водорода и хлора, образующих ковалентную полярную связь, если $\mu_{\text{эсп.}}$ молекулы HCl равен $3,4 \cdot 10^{-30}$ Кл·м, а длина связи H–Cl равна $1,27 \cdot 10^{-10}$ м.
9. Как можно объяснить, что аммиак и трифторид азота, имеющие одинаковую пирамидальную форму и содержащие атомы элементов с примерно одинаковым различием в электроотрицательности, существенно различаются по величине дипольных моментов: $\mu(NH_3) = 0,49 \cdot 10^{-29}$ Кл·м, $\mu(NF_3) = 0,07 \cdot 10^{-29}$ Кл·м?
10. Как согласовать малую полярность связи в молекуле CO ($\mu = 3,33 \cdot 10^{-31}$ Кл·м) со значительным различием в ЭО C и O ЭО(C) = 2,5; ЭО(O) = 3,5.
11. Длина связи H–F равна $0,092$ нм, а полярность составляет 45%. Найдите $\mu(H-F)$.
12. Для одинарной ковалентной связи между двумя атомами A и B дополнительная связь, обусловленная её частично ионным характером, по Полингу оценивается формулой: $100[\text{ЭО}(A) - \text{ЭО}(B)]^2$ кДж. Вычислите дополнительную энергию связи H–I и H–Cl за счёт частичного ионного характера связей. Какое из этих двух соединений прочнее и реакция образования более экзотермична?
13. Установить пространственную структуру следующих молекул:
 - a) COS, COCl₂, CF₄, SiF₆²⁻;
 - b) NH₃, NO₂⁻, PH₃, PO₄³⁻;
 - c) H₂S, SCl₂, SF₄, SO₂F₂;
 - d) Cl₂O, ClO₃⁻, ClO₄⁻, IO₆⁵⁻.
14. Покажите влияние неподелённых электронных пар (НП) на форму молекул BrF₃, SF₄, ICl₄⁻, IF₅. Предскажите (экваториальное или аксиальное) расположение НП.

Метод молекулярных орбиталей

1. Как на основе теории МО определяют кратность связи между двумя атомами? Приведите примеры.
2. Как теория МО объясняет невозможность образования молекул He₂, Be₂, Ne₂.
3. Как теория МО объясняет: а) диамагнетизм молекул N₂, F₂; б) парамагнетизм B₂ и O₂.
4. Составить энергетическую диаграмму МО частиц NO⁺, NO и NO⁻ и сравнить их кратность и E_{св}?
5. Составить энергетическую диаграмму МО и АО молекулы LiH. Какие орбитали в ней являются связывающими, а какие несвязывающими?
6. У какой молекулы N₂ и CO больше энергия диссоциации?

7. Как с позиции МО объяснить лёгкую окисляемость Cr(II) , если при образовании соединений один электрон Cr(II) попадает на разрыхляющую pd-MO ?
8. Объясните, почему отрыв одного электрона от молекулы CO приводит к ослаблению связи, а от молекулы NO – к её упрочнению?

Ионная связь

1. Температура плавления $\text{CaCl}_2 = 780^\circ\text{C}$, $\text{CdCl}_2 = 560^\circ\text{C}$; радиус Ca равен 0,104 нм, $\text{Cd} - 0,09$ нм. Объяснить различие температур плавления.
2. При переходе от CsF к CsI температура плавления кристаллов уменьшается. Объяснить наблюдаемый ход изменения температуры плавления.
3. Объяснить неустойчивость гидроксидов меди (I) и серебра (I).
4. Объяснить с позиций представлений о поляризации ионов меньшую устойчивость AuCl_3 в сравнении с AuCl .
5. K_2CO_3 плавится при 890°C без разложения, Ag_2CO_3 разлагается уже при 220°C . Объяснить указанное различие.
6. BaCl_2 в водных растворах диссоциирует полностью, а HgCl_2 почти не диссоциирует. Объясните это различие в свойствах солей.
7. Что называют дополнительным поляризационным эффектом? Объяснить, как его наличие в соединениях Hg^{2+} делает оксид HgO менее устойчивым, чем оксид ZnO , несмотря на больший радиус иона ртути.
8. Какое соединение термически более устойчиво: а) PbCO_3 и CaCO_3 , б) HgCl_4 и PbCl_4 , в) FeCl_3 и NiCl_3 , г) Zn(OH)_2 и Ca(OH)_2 , д) MgCO_3 и SrCO_3 .

Межмолекулярное взаимодействие.

1. Чем объясняется разность температур кипения азота ($-195,8^\circ\text{C}$), кислорода (-183°C) и фтора ($-187,9^\circ\text{C}$)? Почему намного отличается от них температура кипения хлора (-34°C)?
2. Чем объяснить разную энергию водородных связей.
3. Как и почему изменяется агрегатное состояние простых веществ при комнатной температуре в ряду фтор-йод. Какое агрегатное состояние должен иметь астат?
4. Чем объяснить, что температура плавления воды значительно выше температуры плавления фтороводорода (-83°C), хотя дипольный момент молекулы воды ($0,61 \cdot 10^{-29}$ Кл·м) меньше, чем молекулы HF ($0,636 \cdot 10^{-29}$ Кл·м).

Тестовые задания

Вариант № 1

1. В ряду водородных соединений элементов VI A группы: $\text{H}_2\text{O} - \text{H}_2\text{S} - \text{H}_2\text{Se}$ полярность связи $\text{Э} - \text{H}$
 - 1) увеличивается
 - 2) не изменяется
 - 3) уменьшается
 - 4) сначала уменьшается, потом увеличивается
2. Только ковалентная связь имеет место в соединении с формулой
 - 1) Ba(OH)_2
 - 2) NH_4NO_3
 - 3) H_2SO_4
 - 4) Li_2CO_3
3. Атом углерода в возбужденном состоянии образует
 - 1) четыре ковалентные связи, за счет четырех неспаренных электронов
 - 2) три связи, за счет двух неспаренных электронов и неподеленной электронной пары
 - 3) ни одной, атом углерода в невозбужденном состоянии химических связей не образует
 - 4) две связи, за счет двух неспаренных электронов
4. Вещество, которое не могут образовывать водородную связь
 - 1) H_2O
 - 2) HF
 - 3) HN_3
 - 4) HI
5. sp^3 гибридизация реализуется полностью
 - 1) SO_2
 - 2) CH_4
 - 3) SO_3
 - 4) ClO^-

6. Установить соответствие между физическими свойствами и типами кристаллических решеток

- | | |
|--|------------------|
| 1: ковкость | А: атомная |
| 2: низкая температура кипения | Б: металлическая |
| 3: высокая твердость | В: ионная |
| 4: электрическая проводимость раствора | Г: молекулярная |

7. Установить соответствие между гибридизацией и молекулой или частицей

- | | |
|----------------------|----------------------------------|
| 1: sp | А: BeCl ₂ |
| 2: sp ² | Б: CO ₃ ²⁻ |
| 3: sp ³ | В: NF ₃ |
| 4: sp ³ d | Г: PF ₅ |
| | Д: SF ₆ |
| | Е: XeF ₆ |

8. Расположить в правильной последовательности заполнения молекулярные орбитали молекулы CO

- | | |
|--|--|
| 1: (σ ^{CB} 2s) ² | 4: (π ^{CB} 2p _z) ² |
| 2: (σ ^{PA3} 2s) ² | 5: (σ ^{CB} 2p _x) ² |
| 3: (π ^{CB} 2p _y) ² | |

Вариант № 2

1. Вещество с ионной связью имеет формулу

- 1) KBr 2) SO₃ 3) CH₄ 4) HCl

2. Атом углерода в невозбужденном состоянии образует

- 1) ни одной, атом углерода в невозбужденном состоянии химических связей не образует
 2) четыре ковалентные связи, так как валентность углерода всегда равна IV
 3) три связи, за счет двух неспаренных электронов и неподеленной электронной пары
 4) две связи, за счет двух неспаренных электронов

3. Атомная кристаллическая решетка характерна для

- 1) алюминия и карбида кремния 2) серы и йода
 3) оксида кремния и хлорида калия 4) алмаза и бора

4. sp² гибридизация реализуется полностью

- 1) SO₂ 2) SO₃ 3) CH₄ 4) ClO₂⁻ 5) ClO₂⁻

5. Установить соответствие между веществами и видами химической связи в них

- | | |
|--------------------|---------------------------|
| 1: вольфрам | А: ковалентная полярная |
| 2: алмаз | Б: ковалентная неполярная |
| 3: аммиак | В: металлическая |
| 4: поваренная соль | Г: ионная |

6. Установить соответствие между веществами и типами кристаллических решеток

- | | |
|-------------------|------------------|
| 1: углекислый газ | А: ионная |
| 2: карборунд | Б: молекулярная |
| 3: никель | В: металлическая |
| 4: ацетат натрия | Г: атомная |

7. Установить соответствие между гибридизацией и молекулой

- | | |
|-----------------------------------|----------------------|
| 1: sp ³ | А: OF ₂ |
| 2: sp ² | Б: BF ₃ |
| 3: sp ³ d ² | В: SF ₆ |
| 4: sp ³ d | Г: SF ₄ |
| | Д: BeCl ₂ |
| | Е: XeF ₆ |

8. Расположить в правильной последовательности заполнения молекулярные орбитали молекулярной частицы CN⁻

- | | |
|--------------------------------------|--|
| 1: (σ ^{CB} 2s) ² | 4: (π ^{CB} 2p _z) ² |
|--------------------------------------|--|

2: $(\sigma^{\text{PA}^3 2s})^2$ 5: $(\sigma^{\text{CB} 2p_x})^1$ 3: $(\pi^{\text{CB} 2p_y})^2$ **Практическое задание для групповой работы по теме «Химическая связь»****Групповые практические задания**

(работа в парах)

Ключевые понятия темы: характеристики ковалентной связи, определение полярности связи, механизмы образования связи, рассмотрение строения молекулы по методу ВС и МО.

Первый этап – сформулировать.

Студенты самостоятельно изучают лекционные записи и материал, данный в учебниках, формулируют свои ответы на заданные вопросы.

Второй этап – поделиться.

Студенты объединяются в пары и по очереди представляют друг другу свои решения, определяя и обсуждая сходства и различия в определении строения вещества и механизма образования химической связи, исправляя и поясняя решения друг другу.

Третий этап – создать. Студенты вместе создают алгоритм выяснения строения молекулы и определения характеристик связи в них с учетом результатов обсуждения, которое включает в себя лучшие идеи.

Четвертый этап – проверить.

Работает вся группа. Несколько пар представляют свой отчет по заданным вопросам. Ошибки и спорные вопросы становятся началом коллективного обсуждения. Все студенты проверяют свои решения, вносят исправления, пояснения и дополнения.

Контрольная работа 3 («Химическая связь»)**Вариант №1**

1. Чем объяснить невозможность образования 100% ионной связи и чему примерно равна доля ковалентности в наиболее ионных бинарных соединениях?
2. Установите пространственную структуру следующих молекул и ионов, определив орбитали центрального атома и их тип гибридизации: NF_3 , NO_2^- , PH_3 , PO_4^{3-} .
3. Как должны меняться значения моментов диполей молекул в ряду: а) ClF - BrF - IF ; б) NH_3 - PH_3 - AsH_3 ?
4. Поляризуемость какого из ионов больше: F^- или Br^- , S^{2-} или Te^{2-} , Cl^- или I^- ? Объясните причину.
5. Тпл. для $\text{NaF}=997^\circ\text{C}$, $\text{MgF}_2=1398^\circ\text{C}$, $\text{AlF}_3=1040^\circ\text{C}$, $\text{SiF}_4=-90^\circ\text{C}$, $\text{PF}_5=-94^\circ\text{C}$, $\text{SF}_6=-56^\circ\text{C}$. Объяснить наблюдаемую зависимость. Объяснить резкое различие Тпл. AlF_3 и SiF_4 считая, что полярность связи равномерно уменьшается от NaF к SF_6 .
6. Чем объяснить значительно более высокие Тпл. и Тк. воды и плавиковой кислоты по сравнению с теми, которые должны соответствовать их молярным массам?
7. Сравнить кратность, энергию связей и магнитные свойства частиц: CO^+ , CO , CO^- ; CN , CN^- .
8. Электрический момент диполя молекулы H_2S равен $0,31 \cdot 10^{-29}$ Клм, а H_2Se - $0,08 \cdot 10^{-29}$ Клм. Определите, как относятся длины диполей обеих молекул.

Вариант №2

1. Почему при наличии одной связи между атомами она может быть только σ -связью? При каких условиях образуется π - и δ -связи?
2. Сколько связей у атома серы в молекуле SO_2Cl_2 , у углерода в молекуле COCl_2 ; как это согласуется с типом гибридизации?
3. Какая молекула может существовать и почему? ClF_3 , FCl_3 , BrI_3 , IBr_3 .
4. Как изменяется поляризующее действие ионов s-элементов второй группы от Mg к Ba и почему это приводит к повышению термической устойчивости их карбонатов в той же последовательности?

5. Тк. $\text{HF} = 293 \text{ K}$, $\text{HCl} = 188 \text{ K}$, $\text{HBr} = 206 \text{ K}$, $\text{HI} = 238 \text{ K}$. Объясните причины изменения этой величины.
6. Какое соединение более термически устойчиво? PbCO_3 или CaCO_3 ; PbCl_4 или PbBr_4 .
7. Сравните устойчивость молекул и молекулярных ионов O_2^{2+} , O_2^- , O_2 , O_2^+ ; N_2 , N_2^- .
8. Рассчитайте эффективный радиус иона Na в кристалле NaF, если константа решетки его равна $2,31 \cdot 10^{-10} \text{ м}$, радиус иона F^- равен $1,33 \cdot 10^{-10} \text{ м}$.

Тема 6. Скорость химических реакций. Химическое равновесие

Вопросы для собеседования

1. Реакция идет по уравнению $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 = 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$. Как изменится скорость реакции, если увеличить давление в 2 раза?
2. Реакция между веществами А и В выражается уравнением $2\text{A} + \text{B} = 2\text{C}$. Начальная концентрация вещества А равна 0,3 моль/л, а вещества В — 0,5 моль/л. Константа скорости реакции равна $0,8 \text{ л}^2/\text{моль}^2 \cdot \text{мин}^{-1}$. Рассчитайте начальную скорость прямой реакции и скорость по истечении некоторого времени, когда концентрация вещества А уменьшается на 0,1 моль.
3. Разложение N_2O на поверхности золота при высоких температурах протекает по уравнению: $2\text{N}_2\text{O} = 2\text{N}_2 + \text{O}_2$. Константа скорости данной реакции равна $5 \cdot 10^{-4} \text{ л/моль} \cdot \text{мин}$ при 1173 К. Начальная концентрация N_2O 3,2 моль/л. Определите скорость реакции при заданной температуре в начальный момент и в тот момент, когда разложится 25 % N_2O .
4. Реакция идет по уравнению $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$. Начальные концентрации реагирующих веществ были (моль/л): $\text{C}(\text{NO}) = 0,8$; $\text{C}(\text{O}_2) = 0,6$. Как изменится скорость реакции, если концентрацию кислорода увеличить до 0,9 моль/л, а концентрацию оксида азота до 1,2 моль/л?
5. Докажите, что реакция взаимодействия муравьиного альдегида и пероксида водорода с образованием муравьиной кислоты и воды является реакцией второго порядка, если через 2 ч после начала реакция завершилась на 50 %, а через 2 ч 40 мин концентрация муравьиной кислоты стала 0,285 моль/л. Исходные концентрации НСОН и H_2O_2 одинаковы и равны 0,50 моль/л.
6. Рассчитайте константу скорости реакции первого порядка, учитывая, что за 25 мин реакция проходит на 25 %, т. е. прореагировала четвертая часть веществ.
7. Константа скорости реакции первого порядка равна $2,5 \cdot 10^{-5} \text{ с}^{-1}$. Какое количество останется непрореагировавшим через 10 ч после начала реакции? Начальная концентрация равна 1 моль/л.
8. Сколько времени необходимо для прохождения на 60 % реакции второго порядка, если при той же температуре за 20 мин реакция протекает на 30 %? Начальные концентрации исходных веществ одинаковы и равны 2 моль/л.
10. Константа скорости некоторой реакции при 273 и 298 К равна соответственно 1,17 и 6,56 л/моль·мин. Найдите температурный коэффициент скорости реакции.
11. Во сколько раз увеличится скорость растворения железа в 5 %-ной HCl при повышении температуры на 32° , если температурный коэффициент скорости растворения равен 2,8?
12. При 393 К реакция заканчивается за 18 мин. Через сколько времени эта реакция закончится при 453 К, если температурный коэффициент скорости реакции равен 3?
13. Определите температурный коэффициент скорости реакции, если при понижении температуры, на 45° реакция замедлилась в 25 раз.
14. Константы скорости реакции первого порядка при 288 и 325 К соответственно равны $2 \cdot 10^{-2}$ и $0,38 \text{ с}^{-1}$. Каковы температурный коэффициент скорости этой реакции и константа скорости этой реакции при температуре 303 К?
15. При некоторой температуре константа равновесия термической диссоциации $\text{N}_2\text{O}_4 = 2\text{NO}_2$ $K = 0,26$. Равновесная концентрация NO_2 равна 0,28 моль/л. Вычислите равновесную и первоначальную концентрации N_2O_4 . Какая массовая доля в % этого вещества продиссоциировала к моменту установления равновесия?

16. При синтезе фосгена имеет место равновесие реакции $\text{Cl}_2 + \text{CO} = \text{COCl}_2$. Определите исходные концентрации хлора и оксида углерода, если равновесные концентрации равны (моль/л): $C(\text{Cl}_2) = 2,5$; $C(\text{CO}) = 1,8$; $C(\text{COCl}_2) = 3,2$.

17. Химическое равновесие реакции $\text{COCl}_2 = \text{CO} + \text{Cl}_2$ установилось при концентрациях реагирующих веществ (моль/л): $C(\text{COCl}_2) = 10$; $C(\text{CO}) = 2$; $C(\text{Cl}_2) = 4$. В равновесную систему добавили хлор в количестве 4 моль/л. Определите новые равновесные концентрации реагирующих веществ после смещения равновесия.

18. Равновесные концентрации веществ, участвующих в реакции $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} = \text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5 + \text{H}_2\text{O}$ равны (моль/л): $C(\text{кислоты}) = 0,02$; $C(\text{спирта}) = 0,32$; $C(\text{эфира}) = 0,08$; $C(\text{воды}) = 0,08$. Какими стали равновесные концентрации после смещения равновесия вследствие увеличения концентрации $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ в 4 раза?

Лабораторная работа «Скорость химических реакций. Химическое равновесие»

Работа 1. Исследование скорости разложения тиосульфата натрия.

Опыт 1. Зависимость от концентрации.

В пять пробирок наливают из бюретки 0,1 М $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и воду в количествах, указанных в таблице. В другие пять пробирок наливают из бюретки по 5 мл 1 М серной кислоты. Сливают попарно приготовленные растворы тиосульфата натрия и серной кислоты (первый раствор приливают ко второму) и отсчитывают время до начала появления помутнения содержимого каждой пробирки. Результаты записывают в таблицу по форме:

Объем, мл			$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 =$ $\frac{0,1a}{= a + b + c},$ моль/л	Время до появления мути t, с	$V_{\text{усл.}} = \frac{1}{t}, \text{c}^{-1}$
$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (а)	H_2O (б)	H_2SO_4 (в)			
1	4	5	0,01		
2	3	5	0,02		
3	2	5	0,03		
4	1	5	0,04		
5	0	5	0,05		

В этом и следующих опытах измеряется не скорость реакции, а промежуток времени между началом реакции и ее видимым результатом. Однако этот промежуток времени обратно

пропорционален скорости реакции V , поэтому величину $\frac{1}{t}$ назовем условной скоростью реакции ($V_{\text{усл.}}$). Строят график зависимости скорости разложения тиосульфата натрия от концентрации. Какой вывод можно сделать о порядке исследуемой реакции на основании полученной зависимости?

Опыт 2. Зависимость от температуры.

В три пробирки наливают по 5 мл 0,1 М тиосульфата натрия, а в другие три – по 5 мл 1 М серной кислоты. Помещают все пробирки в стакан с водой и через 5-7 минут, измерив температуру воды в стакане, сливают вместе содержимое одной пары пробирок с H_2SO_4 и $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и отсчитывают время до начала помутнения. Приливают в стакан немного горячей воды так, чтобы температура воды в стакане увеличилась примерно на 10°C . Вновь выдерживают растворы при этой температуре 5-7 минут. Слив содержимое второй пары пробирок с H_2SO_4 и $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, определяют также время до начала появления мути. Опыт с последней парой пробирок проводят при температуре приблизительно на 20°C выше первоначальной.

Результаты записывают в таблицу по форме:

t, °C	$\frac{1}{T}$	Время от начала отсчета до помутнения t, с	$V_{\text{усл.}} = \frac{1}{t}, \text{c}^{-1}$	lg V

Делают вывод о влиянии температуры на скорость химической реакции.

Работа 2. Исследование зависимости скорости реакции разложения тиосульфата натрия.

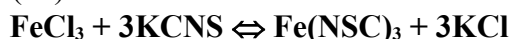
В три пробирки наливают по 2 мл 0,1 М $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и добавляют по 1 – 2 – 3 мл 0,05 М CuSO_4 . Кроме того, в первые две пробирки добавляют 2 и 1 мл воды, чтобы общий объем раствора во всех пробирках составлял 5 мл. В другие три пробирки наливают по 5 мл 1 М H_2SO_4 . Смешивают попарно растворы тиосульфата натрия и серной кислоты и определяют время помутнения растворов. Результаты опытов записывают в таблицу по форме:

$[\text{Cu}^{2+}]$, г-ион/л	Время от начала отсчета до помутнения t , с	$V_{\text{усл.}} = \frac{1}{t}$, с^{-1}

Строят график зависимости скорости реакции от концентрации катализатора – ионов Cu^{2+} .

Работа 3. Влияние различных факторов на положение равновесия химической реакции.

Опыт 1. Влияние концентрации. Для опыта удобно воспользоваться реакцией образования роданида железа (III):



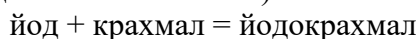
Роданид железа интенсивно окрашен в красный цвет, FeCl_3 – в желтый, а KCNS и KCl – бесцветны. При изменении концентрации $\text{Fe}(\text{NCS})_3$ окраска раствора меняется, что указывает на направление смещения равновесия.

К 20 мл воды в небольшом стакане прибавляют по 1 – 2 капли насыщенных растворов FeCl_3 и KCNS (или NH_4CNS). Полученный раствор разливают в 4 пробирки. В 1-ю добавляют несколько капель концентрированного раствора FeCl_3 , во 2-ю несколько капель концентрированного раствора KCNS (или NH_4CNS), в 3-ю немного кристаллического KCl (или NH_4Cl), а 4-ю оставляют для сравнения. Пользуясь законом действия масс, объясните изменение окраски в первых трех пробирках.

Результаты записывают в таблицу по форме:

Добавленный раствор	Изменение интенсивности окраски	Направление смещения равновесия

Опыт 2. Влияние температуры. При взаимодействии йода с крахмалом образуется синее вещество сложного состава (соединение включения):



В две пробирки наливают по 4-5 мл раствора крахмала и добавляют 3-4 капли 0,1 н. раствора I_2 . Нагревают одну из пробирок, а затем снова охлаждают. Вторую пробирку оставляют для сравнения. Что происходит? Экзо- или эндотермической является реакция образования йодокрахмала?

Тема 7. Энергетика и направленность химических процессов

Вопросы для собеседования

1. Какой закон является основным законом термодинамики? Дайте его формулировку.
2. Перечислите следствия, вытекающие из закона Гесса. Для каких определений они используются в термодинамических расчетах?
3. Согласно принципу Бергго (1867) химические реакции самопроизвольно протекают в сторону выделения теплоты, т.е. в сторону уменьшения энтальпии. Является ли это правило общим или ограниченным?
4. Какой функцией состояния характеризуется тенденция системы к достижению так называемого вероятного состояния, которому соответствует максимальная беспорядочность распределения частиц?
5. Энтропия связана с термодинамической вероятностью реализации данного состояния соотношением $S = k \ln W$. Укажите, что означает в этом уравнении каждая из величин.
6. В изолированной системе все самопроизвольные процессы протекают в сторону увеличения беспорядка. Как изменяется при этом энтропия?
7. Как изменяется энтропия системы за счет прямой и обратной реакций при синтезе аммиака?

8. Как изменяется энтропия системы с повышением температуры, в реакциях синтеза и разложения веществ?
9. Как влияет на энтропию системы образование газообразных продуктов?
10. Чему равна энтропия идеального кристалла при абсолютном нуле?
11. Как изменяется энтропия системы при испарении, конденсации, увеличении давления, фазовых переходах?
12. Почему при плавлении вещества температура остается постоянной несмотря на то, что в это время теплота к системе подводится?
12. Какими одновременно действующими факторами определяется направленность химического процесса?
13. Какую тенденцию системы выражает: а) энтальпийный фактор, б) энтропийный фактор? Какая функция состояния системы дает количественную характеристику одновременного влияния того и другого фактора? Каким уравнением это выражается?
14. Что называют энергией Гиббса? Каким образом изменение этой величины (ΔG) указывает на термодинамическую возможность или невозможность самопроизвольного протекания процесса? Какое значение ΔG определяет равновесное состояние системы?
15. При каком соотношении ΔH и $T\Delta S$: а) система находится в равновесии, б) химический процесс направлен в сторону экзотермической или эндотермической реакции?
16. Чем объясняется возможность эндотермических реакций и почему она возрастает с увеличением температуры?
17. Энтальпийным или энтропийным фактором определяется направление химических реакций при очень низких температурах?
18. При каких значениях по знаку ΔH и ΔS в системе возможны только экзотермические процессы?
19. Почему при низких температурах и в конденсированных системах возможность протекания реакций определяется в основном только знаком ΔH ? Согласуется ли это с принципом Бертелло?
20. Возможно ли самопроизвольное протекание прямой реакции, если при положительном значении ΔS : а) $\Delta H > 0$, б) $|\Delta H| > |T\Delta S|$?
21. Стандартная теплота образования NH_3 и PH_3 равна соответственно $-46,2$ и $+5,0$ кДж/моль. Какой следует сделать вывод из этих данных об относительной устойчивости молекул NH_3 и PH_3 ?
22. При сжигании графита образовался оксид углерода (IV) массой $8,86$ г. Вычислите теплоту образования CO_2 из элементов. Тепловой эффект реакции $\Delta H = -79,2$ кДж.
23. Стандартная теплота образования MgO (к) и CO_2 (г) соответственно равна $-601,8$ и $-393,5$ кДж/моль. Теплота разложения MgCO_3 на MgO и CO_2 $\Delta H = +100,7$ кДж/моль. Используя эти данные, найдите теплоту образования MgCO_3 из элементов.
24. Вычислите стандартную теплоту образования бензола C_6H_6 из элементов, если стандартная теплота его сгорания равна $-3301,3$ кДж/моль, а $\Delta H(\text{CO}_2)(\text{г}) = -393,5$ и $\Delta H(\text{H}_2\text{O})(\text{ж}) = -285,8$ кДж/моль.

Лабораторная работа «Определение тепловых эффектов химических процессов

Опыт 1. Определение теплоты растворения нитрата аммония.

Опыт проводить в упрощенном калориметре, состоящем из двух химических стаканов: на 100 и 300 мл, вставленных один в другой. Промежуток между стаканами заполняется рыхлым слоем ваты. Калориметр накрывается крышкой из толстого картона с отверстиями посередине для термометра и сбоку для пробирки и мешалки. В калориметр помещается термометр с ценой деления $0,1^\circ\text{C}$.

Вынуть стакан калориметра, взвесить на технхимических весах, налить в него около 60 мл воды и снова взвесить. В сухую узкую пробирку с пробкой насыпать на $1/3$ высоты сухого нитрата аммония, закрыть пробкой и взвесить пробирку с веществом. Перед тем как насыпать соль, необходимо тщательно растереть ее в фарфоровой ступке.

Вставить в калориметр пробирку с веществом так, чтобы нижняя часть пробирки, заполненная солью, была погружена в воду калориметра. Через 5 минут, перемешивая воду стеклянной мешалкой, измерить температуру воды в калориметре.

Вынуть пробирку и высыпать ее содержимое во внутренний стакан с водой через воронку, опущенную в отверстие для пробирки. Отверстие закрыть пробкой. Перемешать жидкость до полного растворения соли и замерить минимальную температуру раствора. По окончании опыта пробирку с пробкой и остатками соли тщательно вытереть снаружи, снова взвесить, определить по разности вес растворенной соли.

Записать результаты опыта:

Масса сухого стакана, г	a
Масса стакана с водой, г	a ₁
Масса воды, г	a ₁ – a = A
Масса пробирки с пробкой и солью, г	б
Масса пробирки с пробкой, г	б ₁
Масса растворенной соли, г	б – б ₁ = m
Температура воды	t ₁ °
Температура раствора	t ₂ °
Разность между конечной и начальной температурой	t ₂ ° – t ₁ ° = Δt°
Молярная масса растворенного вещества	M

Принимая (условно) удельный вес раствора равным единице, а теплоемкость раствора – равной теплоемкости воды, вычислить по формуле молекулярную теплоту растворения Q:

$$Q = \frac{(A + m) \cdot \Delta t \cdot M}{m \cdot 1000} \text{ ккал / моль}$$

Зная, что теплота растворения нитрата аммония равна –6,4 ккал, определить относительную ошибку опыта.

Опыт 2. Определение теплоты нейтрализации.

Опыт проводить в калориметре (см. опыт 1). В сухой внутренний стакан калориметра налить из бюретки 25 мл 1 н. раствора едкого натра. В другой стакан (тоже сухой) налить тем же приемом 25 мл 1 н. раствора соляной кислоты. Определить температуру кислоты и щелочи с точностью до 0,1°С, затем быстро через воронку вылить соляную кислоту в раствор щелочи. Перемешивая раствор стеклянной палочкой, определить с той же точностью самую высокую температуру раствора. Данные опыта записать в журнал по схеме:

HCl		NaOH		Температура	
Концентрация	Объем, мл	Концентрация	Объем, мл	Начальная	Конечная

Произвести следующие расчеты:

По начальной и конечной температуре растворов и их суммарному объему вычислить количество тепла, выделившегося при реакции по формуле

$$q = V \cdot d \cdot c \cdot \Delta t$$

где:

V – объем раствора после нейтрализации;

d – удельный вес раствора;

c – теплоемкость этого раствора; c_p(H₂O) = 4,187 Дж/К·г

Δt – разность между конечной и начальной температурой.

Удельный вес раствора после нейтрализации считать равным единице, теплоемкость – равной теплоемкости воды.

Составить уравнение реакции нейтрализации и рассчитать тепловой эффект нейтрализации 1 г-экв кислоты.

Определить относительную ошибку опыта в процентах, зная, что при нейтрализации 1 г-экв сильной кислоты щелочью выделяется 13,64 ккал тепла (1 ккал = 4186,8 Дж).

Тестовые задания по темам «Скорость химических реакций. Химическое равновесие», «Энергетика и направленность химических процессов» (темы 6-7)

Вариант № 1

- Во сколько раз увеличится скорость реакции $\text{H}_{2(\text{г})} + \text{I}_{2(\text{г})} = 2\text{HI}_{(\text{г})}$ при увеличении давления в 3 раза
 - в 9 раз
 - в 8 раз
 - в 6 раз
 - в 3 раз
- При температуре 90°C реакция протекает 1 мин. При какой температуре реакция закончится за 1ч 21мин, если температурный коэффициент равен 3
 - 50°C
 - 40°C
 - 60°C
 - 150°C
 - 140°C
- Химическое равновесие реакции $\text{S}_{8(\text{г})} + 16\text{HI}_{(\text{г})} = 8\text{I}_{2(\text{г})} + 8\text{H}_2\text{S}_{(\text{г})} - Q$ сместится вправо при понижении
 - концентрации H_2S
 - концентрации HI
 - давления
 - температуры
- Химическое равновесие реакции $\text{Zr}_{(\text{т})} + 2\text{Cl}_{2(\text{г})} = \text{ZrCl}_{4(\text{г})} + Q$ смещается вправо при
 - повышении давления
 - повышении концентрации ZrCl_4
 - дополнительном введении Zr
 - повышении температуры
- В гомогенной системе $3\text{A}_{(\text{г})} + \text{B}_{(\text{г})} = 2\text{C}_{(\text{г})} + \text{D}_{(\text{г})}$ равновесные концентрации веществ (моль/л) составили: $\text{A} - 0,03$; $\text{B} - 0,02$; $\text{C} - 0,004$. Исходная концентрация вещества A (моль/л) равна
 - 0,036
 - 0,002
 - 0,024
 - 0,026
 - 0,030
- Из 2 моль CO и 2 моль Cl_2 образовалось при некоторой температуре 0,45 моль COCl_2 . Константа равновесия реакции $\text{CO} + \text{Cl}_2 = \text{COCl}_{2(\text{г})}$
 - 0,19
 - 0,09
 - 0,12
 - 0,21
- Стандартная теплота образования MgO (к) и CO_2 (г) соответственно равна $-601,8$ и $-393,5$ кДж/моль. Теплота разложения MgCO_3 на MgO и CO_2 $\Delta H = 100,7$ кДж/моль. Теплота образования MgCO_3
 - -1096 кДж/моль.
 - -1006 кДж/моль.
 - -996 кДж/моль.
 - -876 кДж/моль.
- Теплота, которая поглощается или выделяется при разложении химического соединения количеством 1 моль на простые вещества называется # # #
- Если скорость прямой реакции равна скорости обратной реакции, то наступает химическое # # #
- Зависимость скорости реакции от температуры определяется правилом # # #

Вариант № 2

- Во сколько раз увеличится скорость реакции $\text{CaO}_{(\text{т})} + \text{CO}_{2(\text{г})} = \text{CaCO}_{3(\text{т})}$ при увеличении давления в 3 раза
 - в 9 раз
 - в 8 раз
 - в 6 раз
 - в 3 раз
 - не изменится
- Во сколько раз увеличится скорость реакции при нагревании от 75°C до 115°C , если температурный коэффициент равен 2
 - в 2 раз
 - в 4 раз
 - в 8 раз
 - не изменится
 - в 16 раз
- При повышении давления химическое равновесие смещается вправо
 - $2\text{NO}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{NO}_{2(\text{г})}$
 - $\text{C}_{(\text{т})} + \text{CO}_{2(\text{г})} = 2\text{CO}_{(\text{г})}$
 - $2\text{NF}_{3(\text{г})} + 3\text{H}_{2(\text{г})} = 6\text{HF}_{(\text{г})} + \text{N}_{2(\text{г})}$
 - $\text{CH}_{4(\text{г})} + 4\text{S}_{(\text{т})} = \text{CS}_{2(\text{г})} + 2\text{H}_2\text{S}_{(\text{г})}$
- Химическое равновесие реакции $4\text{FeS}_{2(\text{т})} + 11\text{O}_{2(\text{г})} = 8\text{SO}_{2(\text{г})} + 2\text{Fe}_2\text{O}_{3(\text{т})} + Q$ сместится вправо при
 - повышении давления
 - повышении концентрации SO_2
 - дополнительном введении Fe_2O_3
 - дополнительном введении FeS_2
- В гомогенной системе $\text{H}_{2(\text{г})} + \text{I}_{2(\text{г})} = 2\text{HI}_{(\text{г})}$ равновесные концентрации веществ (моль/л) составили: $\text{HI} - 0,02$; $\text{I}_2 - 0,05$; $\text{H}_2 - 0,03$. Исходная концентрация водорода (моль/л) равна

1) 0,04 2) 0,01 3) 0,02 4) 0,03 5) 0,05

6. В гомогенной системе $4\text{HCl}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} = 2\text{H}_2\text{O}_{(г)} + 2\text{Cl}_2$ равновесные концентрации веществ (моль/л) составили: $\text{HCl} - 0,85$; $\text{O}_2 - 0,44$; $\text{Cl}_2 - 0,3$. Исходная концентрация кислорода (моль/л) равна

1) 0,59 2) 0,49 3) 0,69 4) 0,79 5) 0,89

7. При сжигании графита образовался оксид углерода (IV) массой 8,86 г. Тепловой эффект реакции $\Delta H = -79,2$ кДж. Теплота образования CO_2 # # #

1) -393,3 кДж/моль 2) -358,4 кДж/моль

3) -335,5 кДж/моль 4) -326,4 кДж/моль

8. Теплота, которая поглощается или выделяется при образовании химического соединения количеством вещества 1 моль из простых веществ при заданных условиях называется # # #

9. Смещение химического равновесия определяется принципом # # #

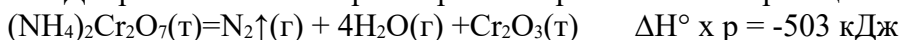
10. Минимальная избыточная энергия, которой должны обладать молекулы, чтобы реакция между ними стала возможной называется # # #

Контрольная работа 4

«Скорость химических реакций. Химическое равновесие». «Энергетика и направленность химических процессов»

Вариант №1

1. Дихромат аммония при нагревании разлагается по реакции:



Сколько энергии выделилось при разложении некоторой порции дихромата аммония, если масса твердого остатка на 10 г меньше массы исходного вещества.

2. Энтальпия образования $\text{H}_2\text{O}_2(\text{г})$ из простых веществ равна $-136,1$ кДж/моль, энтальпия диссоциации газообразных водорода и кислорода соответственно равны 432, 490 кДж/моль. Вычислите энергию связи O–H в перексиде водорода, приняв энергию связи O–O равной $-138,07$ кДж/моль.

3. Определите ΔH°_{298} и ΔU системы: $4\text{NH}_3(\text{г}) + 3\text{O}_2(\text{г}) = 2\text{N}_2(\text{г}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{ж})$

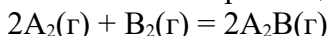
4. При температуре 100°C скорость одной реакции в 2 раза больше скорости второй. Температурный коэффициент скорости первой реакции равен -2 , второй -4 . При какой температуре скорости обеих реакций выравниваются?

5. Используя термодинамические характеристики, вычислить приблизительно температуру, начиная с которой становятся возможной реакция получения HCl согласно уравнению: $2\text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}(\text{г}) = 4\text{HCl}(\text{г}) + \text{O}_2$

Как будет влиять повышение t и p на смещение равновесия?

6. Как изменится давление в системе первоначально содержащей HBr и O_2 , если к моменту наступления равновесия: $4\text{HBr}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{H}_2\text{O}(\text{г}) + 2\text{Br}_2(\text{г})$ прореагировало 10% исходного количества кислорода, а равновесные концентрации $[\text{HBr}] = 0,6$ моль/л; $[\text{O}_2] = 0,36$ моль/л?

7. Во сколько раз следует увеличить концентрацию вещества B_2 в системе:



Чтобы при уменьшении концентрации вещества A_2 в 4 раза скорость прямой реакции не изменилась?

8. Для некоторой реакции $\Delta G^\circ > 0$. Какие из приведенных утверждений правильны:

а) $k > 1$; б) $k < 1$; в) в равновесной смеси преобладают продукты реакции; г) в равновесной смеси преобладают исходные вещества?

Вариант №2

1. При восстановлении 80 г оксида железа (III) алюминием выделится 426,3 кДж тепла. При сгорании 5,4 г металлического алюминия выделится 167,3 кДж тепла. На основании этих данных, используя закон Гесса, вычислите энергетический эффект при образовании 1 моль оксида железа (III).

2. $\Delta H^\circ_{\text{обр}}$ MgO(к) и CO₂(г) соответственно равна -601,8 и -393,5 кДж/моль. Теплота разложения MgCO₃ на MgO и CO₂ $\Delta H = 100,7$ кДж/моль. Используя эти данные, найдите теплоту образования MgCO₃ из элементов.

3. При растворении 1 моль цинка в разбавленной серной кислоте при 20°C выделяется 143,1 кДж теплоты. Одновременно выделяется 1 моль водорода, при чем против внешнего давления совершается работа. Определите изменение внутренней энергии.

4. Вычислить температурный коэффициент скорости реакции, если константа скорости ее при 100°C составляет $6 \cdot 10^{-7}$, а при 150°C – $7,2 \cdot 10^{-2}$.

5. Для того чтобы увеличить в 216 и 256 раз скорость реакции синтеза NH₃, во сколько раз надо повысить в первом случае концентрацию H₂, а во втором давление? Как изменится скорость реакции при увеличении давления в 10 раз?

6. Система C(графит) + CO₂(г) = 2CO(г) $\Delta H^\circ = 172,5$ кДж

Находится в равновесии. Указать: а) как изменится содержание CO в системе при повышении t и при неизменном давлении? С увеличением давления при неизменной температуре? б) Изменится ли K_p при повышении общего давления и неизменной t ? При увеличении t ? При введении в систему катализатора? Ответ обосновать.

7. Химическое равновесие реакции A(г) + B(г) = C(г) + D(г)

Установить при следующих концентрациях: (A) = 6 моль/л, (B) = 2 моль/л, (C) = 4 моль/л, (D) = 3 моль/л. В равновесную систему добавили 4 моль/л вещества B. Вычислить новые равновесные концентрации веществ.

8. Вывести соотношения между величинами K_c и K_p для обратимой реакции:



Тема 8. Растворы. Теория электролитической диссоциации

Вопросы для собеседования

1. Какие вещества называют электролитами? Чем отличаются их водные растворы от растворов неэлектролитов?

3. Какими условиями определяется возможность электролитической диссоциации вещества? Какая величина характеризует ионизирующую способность растворителя? Покажите механизм распада частиц растворенного вещества на ионы.

4. Будет ли одинаковой электрическая проводимость водных и спиртовых растворов одного и того же вещества при одной и той же концентрации? Объясните.

5. Какие величины являются количественной характеристикой процесса электролитической диссоциации? Дайте их определения. Какую из них и почему называют постоянной величиной?

6. На какие группы условно делят электролиты по величине степени их диссоциации? Приведите примеры представителей этих групп.

7. Как и почему влияет на степень диссоциации слабого электролита введение в его раствор одноименного иона и разбавление раствора?

8. Почему константа электролитической диссоциации является более удобной характеристикой электролита по сравнению со степенью диссоциации?

9. Как связаны между собой произведение растворимости (ПР) и растворимость вещества S для бинарных, трехионных, четырех- и пятиионных труднорастворимых электролитов?

10. Как влияет на растворимость вещества введение в его насыщенный раствор одноименного иона?

11. В каких случаях происходит растворение осадков с образованием комплексных соединений?

12. Соли CaCO₃ и CaC₂O₄ имеют близкие значения ПР, однако первая из них растворяется в уксусной кислоте, а вторая нет. Чем это можно объяснить? Будет ли растворяться оксалат кальция в соляной кислоте?

14. Выпадет ли осадок при сливании насыщенных растворов: SrCl₂ и CaSO₄; CaCl₂ и SrSO₄?

15. В какой последовательности должны выпадать осадки, если к растворам, содержащим ионы: 1) Ca^{2+} , Ba^{2+} , Sr^{2+} и 2) Cl^- , I^- , Br^- , постепенно прибавлять: к первому раствор Na_2SO_4 , а ко второму раствор AgNO_3 ?
16. Какая из двух солей больше растворима и во сколько раз: CaSO_4 или BaSO_4 , BaCO_3 или SrCO_3 , PbI_2 или PbCl_2 ?
17. Почему в фильтрате из-под осадка CaCO_3 появляется муть при добавлении раствора $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ и этого не происходит при добавлении раствора Na_2SO_4 ?
18. Останется ли прозрачным фильтрат из-под осадка PbCl_2 , если к нему добавить раствор иодида калия?
19. Какой из сульфидов, FeS или MnS , осаждается при более низком значении pH раствора?
20. В насыщенном растворе PbI_2 концентрация иодид ионов равна $1,3 \cdot 10^{-3}$ моль/л. Найдите концентрацию ионов Pb^{2+} в этом растворе.
21. В насыщенном растворе PbCl_2 объемом 250 мл содержатся ионы Pb^{2+} количеством вещества $4 \cdot 10^{-3}$ моль. Чему равна концентрация ионов Cl^- в этом растворе и растворимость PbCl_2 ?
22. Чему равна концентрация каждого иона в насыщенном растворе Ag_2CO_3 , если при той же температуре ПР соли равно $6,15 \cdot 10^{-12}$?
23. В насыщенном растворе $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$ объемом 10 л содержится соль массой 3 г. Вычислите ее растворимость и найдите молярные концентрации каждого иона в этом растворе.
24. $\text{ПР}(\text{AgCl}) = 1,4 \cdot 10^{-4}$ при 100°C . Найдите растворимость AgCl в кипящей воде.
25. Чем определяется степень смещения равновесия диссоциации воды при растворении в ней соли, способной к гидролизу?
26. Всегда ли нейтральность раствора соли указывает на отсутствие гидролиза? Объясните.
27. Для растворов каких солей pH имеет такое же значение, как для воды? Покажите это на примере NaCl и $\text{CH}_3\text{COONH}_4$.
28. Какие из солей не подвергаются гидролизу, и если подвергаются, то по какому типу: K_2SO_4 , Na_2Se , BaS , RbNO_3 , ZnCl_2 , K_2SO_3 , KClO_3 , HCOOK , NaClO_4 , KBrO ?
29. Для какой соли pH раствора будет иметь большее значение: NaNO_3 или NaNO_2 , CH_3COOK или $\text{CH}_3\text{COONH}_4$, KClO или KClO_3 ?
30. Дайте сравнительную характеристику сульфатов, сульфитов и сульфидов щелочных металлов по их способности к гидролизу.
31. Какие две равновесные системы в растворах кислых солей определяют для них значение pH? Что является причиной щелочной среды для растворов NaHCO_3 и кислой для растворов NaHSO_3 ?
32. Может ли гидролиз гидро- или гидроксосоли протекать более интенсивно, чем гидролиз соответствующей средней соли? Объясните и приведите примеры.
33. Для каких солей гидролиз проходит ступенями? Чем определяется их число и как изменяется интенсивность гидролиза от первой ступени к последней?
34. Покажите, как влияет на ступенчатый гидролиз солей: 1) изменение величины константы диссоциации продукта гидролиза от первой ступени к последней; 2) присутствие в растворе ионов H^+ или OH^- , образовавшихся за счет первой ступени гидролиза?
35. Почему гидролиз солей многоосновных кислот или многокислотных оснований оценивается обычно только его первой ступенью?
36. Почему малиновая окраска фенолфталеина в растворе ацетата натрия становится более интенсивной при нагревании раствора и снова бледнеет при его охлаждении?
37. Чем объяснить, что гидролиз хлорида железа (III) протекает по третьей ступени только при добавлении раствора этой соли по каплям в кипящую воду?
38. Объясните причину изменения степени гидролиза солей при нагревании их растворов, основываясь на зависимости диссоциации воды от температуры.
39. Введение каких ионов в раствор соли уменьшает степень ее гидролиза? В каких случаях это будут ионы H^+ или OH^- ?
40. Приготовление растворов солей висмута и сурьмы ведется с добавлением кислоты. Объясните причину.

41. Почему в отсутствие избытка щелочи и при нагревании из раствора хромитов щелочных металлов выпадает осадок $\text{Cr}(\text{OH})_3$?
42. Что называют константой гидролиза K_2 . Зависит ли эта величина от: природы соли, концентрации раствора, температуры? Чем определяется большее или меньшее значение K_2 для различных солей?

Лабораторная работа «Теория электролитической диссоциации и гидролиз»

Опыт 1. Диссоциация солей.

а) Взять немного хлорида меди (II) и отметить цвет твердой соли. Одну часть соли растворить в ацетоне, а другую — в воде. Наблюдать окраску раствора в первом и во втором случаях. Дать объяснение.

б) Кристаллик хлорида меди (II) растворить в 2-3 каплях воды. Отметить окраску раствора. Добавить несколько миллилитров воды. Наблюдать изменение окраски раствора. Дать объяснение. Написать уравнение реакции диссоциации хлорида меди (II).

Опыт 2. Сравнение химической активности сильных и слабых электролитов.

а) В пробирку налить 5 мл 0,1 н. раствора соляной кислоты, в другую — столько же 0,1 н. раствора уксусной кислоты. Опустить в каждую пробирку по одинаковому кусочку цинка. Какой газ выделяется в пробирках? Написать уравнения происходящих реакций. В какой кислоте процесс идет более энергично? Дать объяснение этому явлению, пользуясь данными о степени диссоциации соляной и уксусной кислот в их 0,1 н. растворах.

б) Налить в две пробирки раствор хлорида кальция. В одну пробирку добавить 2 н. раствор гидроксида натрия, а в другую — такой же объем 2 н. раствора аммиака (растворы не должны содержать карбонатов). Что наблюдается? Объяснить причину различного действия на хлорид кальция взятых оснований.

Опыт 3. Окраска индикаторов

а) Налить в три пробирки по 3 мл дистиллированной воды и прибавить по 2 капли раствора одного из индикаторов: лакмуса, метилового оранжевого и фенолфталеина. Отметить в таблице их цвет в нейтральной среде. В каждую пробирку прибавить раствор какой-нибудь кислоты. Наблюдать изменения окраски и записать их в соответствующие графы таблицы.

б) Прodelать то же самое, взяв вместо кислоты раствор какой-либо щелочи.

Среда	Цвет индикатора		
	Лакмуса	Оранжевого метилового	Фенолфталеина
Нейтральная			
Кислая			
Щелочная			

Опыт 4. Химическое равновесие в растворах электролитов.

а) В три пробирки налить по несколько капель насыщенного раствора хлорида кобальта (II) CoCl_2 , отметив предварительно окраску раствора. В первую пробирку внести несколько капель концентрированной HCl , во вторую — несколько кристаллов CaCl_2 и в третью — спирт. Наблюдать изменение окраски раствора во всех случаях.

К раствору, находящемуся в первой пробирке, добавить несколько капель воды до изменения окраски раствора, затем снова добавить концентрированной HCl . Что наблюдается? Написать уравнение реакции диссоциации CoCl_2 . Объяснить изменение окраски растворов во всех случаях, исходя из того, что гидратированный ион кобальта (II) $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ имеет розовую окраску, а молекулы CoCl_2 — синюю.

б) Налить в пробирку 5 мл воды и две капли фенолфталеина. Внести в пробирку одну каплю концентрированного раствора аммиака. Как изменилась окраска фенолфталеина? Какова реакция среды раствора аммиака?

Написать уравнения реакций обратимых процессов, происходящих при растворении аммиака в воде. Разлить содержимое пробирки пополам и к одной части добавить щепотку хлорида аммония NH_4Cl . Перемешать раствор стеклянной палочкой и сравнить окраску

растворов в двух пробирках. Объяснить смещение равновесия процесса диссоциации при добавлении NH_4Cl . Написать выражение константы диссоциации гидроксида аммония.

Опыт 5. Ионные реакции в растворах электролитов

а) Прodelать качественную реакцию на хлорид-ионы, взяв для исследования разбавленный раствор соляной кислоты и растворы хлоридов различных металлов.

Качественной реакцией на хлорид-ионы является образование белого творожистого осадка хлорида серебра.

Каким сокращенным ионным уравнением можно выразить все проделанные реакции?

б) Испытать действие раствора нитрата серебра на раствор хлората калия KClO_3 и хлороформ CHCl_3 . Что наблюдается? Дать объяснение.

Опыт 6. Определение pH раствора с помощью универсальной индикаторной бумаги.

Получить у преподавателя раствор, pH которого нужно определить.

Ознакомиться с инструкцией, которая помещена на обложке книжки с универсальной индикаторной бумагой.

Прodelать опыт согласно инструкции, сделать вывод о величине pH исследуемого раствора. Указать реакцию среды и вычислить концентрацию ионов водорода.

Опыт 7. Реакция среды растворов солей при гидролизе.

а) Из имеющихся в лаборатории реактивов подобрать растворы солей, образованных слабой кислотой и сильным основанием. Налить в одну пробирку раствор соли, образованной одноосновной кислотой, в другую — раствор соли, образованной многоосновной кислотой, и исследовать реакцию среды растворов, нанося каплю раствора на лакмусовую бумажку стеклянной палочкой. Написать молекулярные и ионные уравнения реакций гидролиза взятых солей. В каком случае гидролиз будет происходить ступенчато?

б) Написать уравнение реакции гидролиза сульфата меди (II) в молекулярной и ионной формах. Как действует его раствор на лакмус? Проверить правильность заключения опытом.

Какие ионы обусловили изменение цвета лакмуса? В результате какого процесса эти ионы появились?

в) Какую реакцию на лакмус должен показывать раствор хлорида натрия? Проверить правильность заключения опытом.

Результаты испытаний растворов солей на индикатор представить в виде таблицы:

Формула	Окраска лакмуса	Реакция среды	Значение pH в растворе: pH=7, pH<7, pH>7

Опыт 8. Исследование продуктов гидролиза.

Налить в пробирку немного раствора хлорида железа (III) FeCl_3 и испытать его действие на лакмусовую бумажку. Написать уравнение реакции гидролиза FeCl_3 по первой ступени.

В раствор FeCl_3 ввести немного порошка магния. Наблюдать выделение пузырьков газа. Какой газ выделяется? Дать объяснение.

Опыт 9. Влияние температуры на степень гидролиза.

Смешать в пробирке по 3 мл растворов хлорида железа (III) и ацетата натрия. Можно ли обнаружить внешние признаки протекания химической реакции? Нагреть жидкость до кипения. Что наблюдается? Написать уравнения реакций образования ацетата железа (III) и его гидролиза.

Опыт 10. Влияние разбавления раствора на степень гидролиза.

Налить в пробирку 1 мл раствора хлорида сурьмы (III) и добавить в него по каплям дистиллированную воду до образования осадка. Написать уравнения реакций гидролиза, считая, что до разбавления гидролиз практически протекает по первой ступени. После разбавления усиливается вторая ступень гидролиза и образуется SbOCl (продукт разложения дигидрохлорида сурьмы (III) $\text{Sb}(\text{OH})_2\text{Cl}$). Раствор с полученным осадком сохранить для следующего опыта.

Опыт 11. Обратимость гидролиза.

а) К раствору с осадком, полученным в опыте 9, прилить HCl до растворения осадка, затем снова добавить воду. Дать объяснение наблюдаемым явлениям. Как влияет изменение концентрации ионов водорода в данном случае на равновесие гидролиза?

б) Написать уравнение реакции гидролиза ацетата натрия CH_3COONa в молекулярной и ионной формах. Какова должна быть реакция среды? К раствору CH_3COONa добавить 2-3 капли фенолфталеина. Отметить интенсивность окраски. Половину полученного раствора отлить в другую пробирку и оставить для сравнения, а оставшийся раствор нагреть до кипения. Как меняется интенсивность окраски? Охладить раствор и сравнить его с контрольным образцом. Дать объяснение наблюдаемым явлениям.

Опыт 12. Полный гидролиз.

К раствору соли алюминия в пробирке прилить раствор карбоната натрия Na_2CO_3 . Нагреть пробирку, отфильтровать образовавшийся осадок и промыть его на фильтре горячей водой для удаления избытка Na_2CO_3 . Доказать опытным путем, что полученный осадок является не солью угольной кислоты, а гидроксидом алюминия. Составить уравнения реакций образования карбоната алюминия и его гидролиза.

Тестовые задания

Вариант № 1

1. Смешаны 100 г 20%-ного раствора и 50 г 32%-ного раствора некоторого вещества.

Концентрация полученного раствора

- 1) 24 2) 12 3) 36 4) 48

2. Для получения 9%-ного раствора соляной кислоты надо растворить 67,2 л HCl в воде массой

- 1) 1,107 кг 2) 0,505 кг 3) 0,987 кг 4) 1,227 кг

3-

3. Уравнению $3\text{Ag}^+ + \text{PO}_4^{3-} \rightarrow \text{Ag}_3\text{PO}_4$ соответствует взаимодействие

- 1) AgNO_3 с Na_3PO_4 2) Ag_2O с H_3PO_4
3) AgNO_3 с H_3PO_4 4) AgCl с Na_3PO_4

4. Кислотность растворов солей с одинаковой молярной концентрацией увеличивается в ряду

- 1) нитрат калия, силикат калия
2) бромид кальция, бромид алюминия
3) хлорид калия, фторид калия
4) хлорид лития, хлорид калия

5. Хлорид бария массой 41,6 г растворили в воде. В полученном растворе содержится 0,35 моль хлорид-ионов. Степень диссоциации хлорида бария

- 1) 87,5% 2) 17,5% 3) 57,1% 4) 96%

6. Если концентрация раствора гидроксида аммония равна 0,1 М и $K_d = 1,76 \cdot 10^{-5}$, то его степень ионизации ($\alpha_{\text{ион}}$) составит

- 1) $1,3 \cdot 10^{-2}$ 2) $1,5 \cdot 10^{-2}$ 3) $1,3 \cdot 10^{-3}$ 4) $1,5 \cdot 10^{-3}$

7. Если концентрация ионов водорода $[\text{H}^+]$ и ацетат-ионов $[\text{CH}_3\text{COO}^-]$ в 0,1М растворе уксусной кислоты равна 0,00132 моль/л, то ее константа ионизации

- 1) $1,74 \cdot 10^{-5}$ 2) $1,76 \cdot 10^{-4}$ 3) $1,78 \cdot 10^{-4}$ 4) $1,74 \cdot 10^{-4}$

8. Концентрацию ионов водорода в растворе при $\text{pH} = 4,32$ равна

- 1) $4,78 \cdot 10^{-4}$ 2) $4,76 \cdot 10^{-5}$ 3) $4,74 \cdot 10^{-5}$ 4) $4,74 \cdot 10^{-5}$

9. Активная концентрация анионов $a_{\text{он}^-}$ в 0,01М раствора гидроксида калия KOH, учитывая ионную силу раствора равна

- 1) $9 \cdot 10^{-3}$ 2) $8 \cdot 10^{-3}$ 3) $7 \cdot 10^{-3}$ 4) $6 \cdot 10^{-3}$

10. Константа гидролиза, степень гидролиза и pH 0,1М раствора соли HCOONH_4 ($K_d(\text{кис}) = 1,8 \cdot 10^{-4}$, $K_d(\text{осн}) = 1,76 \cdot 10^{-5}$)

- 1) $3,16 \cdot 10^{-6}$, 0,177 и 6,5 2) $4,76 \cdot 10^{-4}$, 0,745 и 8,3
3) $2,74 \cdot 10^{-5}$, 0,587 и 8,54 4) $5,75 \cdot 10^{-10}$, 0,345 и 6,62

Вариант № 2

1. К 100 мл 96%-ной серной кислоты ($\rho = 1,84 \text{ г/мл}$) прибавили 400 мл воды, получился раствор плотностью 1,225 г/мл. Молярная концентрация раствора
- 1) 3,78 М 2) 2,21 М 3) 2,57 М 4) 4,02 М
2. Из 400 г 20%-ного раствора при охлаждении выделилось 50 г растворенного вещества. Массовая доля вещества в оставшемся растворе
- 1) 8,6 % 2) 6,3 % 3) 7,4 % 4) 9,5 %
3. Уравнению $\text{Fe}^{3+} + 3\text{OH}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3$ соответствует взаимодействие
- 1) FeCl_3 с KOH 2) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ с $\text{Ba}(\text{OH})_2$
 3) FeSO_4 с NaOH 4) $\text{Fe}(\text{OH})_3$ с HCl
4. Щелочность растворов солей с одинаковой молярной концентрацией увеличивается в ряду
- 1) карбонат натрия, иодид натрия 2) сульфит калия, сульфид натрия
 3) нитрит натрия, нитрат натрия 4) хлорид лития, хлорид аммония
5. Количество отрицательных ионов в 120 г 10% раствора аммония, если степень диссоциации соли равна 90%
- 1) 0,135 моль 2) 0,15 моль 3) 0,167 моль 4) 1,67 моль
6. Если концентрация азотистой кислоты HNO_2 равна 0,12 М и $K_d = 6,9 \cdot 10^{-4}$, то степень ее ионизации составит
- 1) $7,6 \cdot 10^{-2}$ 2) $8,6 \cdot 10^{-2}$ 3) $8,6 \cdot 10^{-3}$ 4) $7,6 \cdot 10^{-3}$
7. Если концентрация раствора гидроксида аммония равна 0,1 М и $K_d = 1,76 \cdot 10^{-5}$, то его степень ионизации ($\alpha_{\text{ион}}$) составит
- 1) $1,3 \cdot 10^{-2}$ 2) $1,5 \cdot 10^{-2}$ 3) $1,3 \cdot 10^{-3}$ 4) $1,5 \cdot 10^{-3}$
8. Концентрация ионов водорода $[\text{H}^+]$ 6%-ного раствора хлороводородной кислоты ($\rho = 1,028 \text{ г/мл}$) составляет
- 1) 1,69 2) 1,76 3) 1,78 4) 1,65
9. Активность хлорид-ионов в 0,1 М растворе хлорида натрия NaCl равна
- 1) $7,58 \cdot 10^{-2}$ 2) $7,62 \cdot 10^{-2}$ 3) $7,68 \cdot 10^{-2}$ 4) $7,54 \cdot 10^{-2}$
10. Степень гидролиза и рН соли бромид аммония NH_4Br рН 0,01 н раствора ($K_d = 1,76 \cdot 10^{-5}$)
- 1) $2,38 \cdot 10^{-2}$ и 5,62 2) $4,52 \cdot 10^{-2}$ и 8,34
 3) $5,68 \cdot 10^{-2}$ и 6,32 4) $3,54 \cdot 10^{-12}$ и 4,35

Контрольная работа 5

(«Растворы. Теория электролитической диссоциации»)

Вариант №1

1. Раствор содержит 0,1 моль CaCl_2 и 0,1 моль AlCl_3 в 2 л раствора. Какова молярная концентрация иона Cl^- в растворе?
2. рН $1 \cdot 10^{-3}$ Н раствора слабого одноосновного основания равен 9. Вычислите константу диссоциации основания.
3. Указать, не производя вычислений, в каком из растворов двух солей равной концентрации рН больше или меньше. Ответ обоснуйте исходя из закономерности изменения кислотно-основных свойств электролитов: K_2Se и K_2Te ; Na_3PO_4 и Na_2HPO_4 .
4. Найдите степень гидролиза солей и значение рН для их растворов концентрации 0,1 моль/л: NH_4Br , KClO , HCOONa .
5. $\text{PbAg}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, при 25°C равно $2 \cdot 10^{-7}$. Выпадает ли осадок $\text{Ag}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ при смешивании равных объемов 0,05 н растворов AgNO_3 и $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$? Степень диссоциации этих электролитов равна 90%.
6. Вычислить α и $[\text{H}^+]$ в 0,3 М растворе уксусной кислоты ($K=1,8 \cdot 10^{-5}$). Какие значения примут эти величины после добавления к 1 л раствора кислоты 0,2 моль CH_3COONa ? Коэффициент активности ионов $f(\text{CH}_3\text{COO}^-) = 0,7$.
7. Сравнить растворимость PbCl_2 и PbI_2 , $\text{Be}(\text{OH})_2$ и $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Ответ обоснуйте исходя из поляризационных представлений.

Вариант №2

1. Раствор содержит 0,1 моль-эквивалентов $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$ в 200 мл раствора. Какова молярная концентрация ионов NH_4^+ в растворе?
2. Вычислите pH 0,001 н раствора серной кислоты.
3. Указать, не производя вычислений, в каком из растворов двух солей равной концентрации pH больше или меньше. Ответ обоснуйте исходя из закономерности изменения кислотно-основных свойств электролитов: NaHCO_3 и Na_2ClO_3 ; NaClO_4 и NaClO .
4. Какие величины являются количественной характеристикой процесса электролитической диссоциации? Дайте их определение. Какую из них и почему называют постоянной величиной?
5. Найдите степень гидролиза NaIO_3 и NaIO в растворах концентрации 0,1 моль/л. Из полученных данных сделайте вывод о сравнительной силе кислот, образовавших эти соли. $K_d(\text{HIO}_3)=1.6 \cdot 10^{-1}$; $K_d(\text{HIO})=2.3 \cdot 10^{-11}$.
6. Выпадает ли BaSO_4 при добавлении раствора серной кислоты объемом 100 мл при концентрации 0,2 моль/л. к раствору BaCl_2 того же объема, если молярная концентрация эквивалента этого раствора равна 0,2 моль/л.? Будет ли добавленное количество серной кислоты эквивалентным или избыточным?
7. Сколько моль NH_4Cl следует добавить к 1 л 0,1М раствора NH_4OH ($K=1,8 \cdot 10^{-5}$) для того, чтобы концентрация ионов OH^- стала численно равна K_d ? Условно примем $f(\text{NH}_4^+) = 1$.

Тема 9. Окислительно-восстановительные реакции и электрохимические процессы

Вопросы для собеседования

1. Покажите условность терминов «принимает» и «отдает» электроны при определении функций окислителя и восстановителя. Почему такая условность возможна?
2. Что называют сопряженной окислительно-восстановительной парой и сколько их должно участвовать в окислительно-восстановительной реакции? Чему соответствует каждая из них?
3. Что называют окислительно-восстановительными коэффициентами? Какие методы существуют для их определения? Покажите сущность каждого и объясните, в каких случаях и почему один из них предпочтительнее другого.
4. Какой метод нахождения Red-Ox коэффициентов нужно использовать для реакций, идущих в газовой и твердой фазах, в расплаве солей, в неводных и водных растворах?
5. Если кислота, взятая в избытке, участвует в реакции как окислитель или восстановитель, то совпадает ли для нее коэффициент в молекулярном уравнении реакции с окислительно-восстановительным? Разберите эти случаи на примерах взаимодействия: меди с разбавленной азотной кислотой, соляной кислоты с дихроматом калия.
6. Напишите уравнения полуреакций и ионно-молекулярные уравнения, которыми могут быть выражены процессы окисления и восстановления в водных растворах, идущих по следующим схемам:

$$\text{KClO} + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$$

$$\text{KBiO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{BiCl}_3 +$$

$$\text{KClO}_3 + \text{KNO}_2 \rightarrow \text{KCl} + \dots$$

$$\text{KClO} + \text{KI} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{KCl} +$$
7. Покажите влияние среды на протекание окислительно-восстановительных реакций на примере изменения окислительной емкости перманганат-иона.
8. Какими кислотами можно пользоваться для создания среды при проведении Red-Ox реакций? Почему с этой целью применяют обычно разбавленную серную кислоту?
9. Способствует ли кислая среда: а) окислению катионов до оксоанионов; б) окислительному действию оксоанионов?
10. Какие окислительно-восстановительные системы называют гетеро- и гомогенными? Что является причиной возникновения скачка потенциала в системах первого типа? Удастся ли экспериментально определить его абсолютное значение, относительное значение?
11. Чем должны отличаться друг от друга две окислительно-восстановительные системы для того, чтобы их можно было использовать при составлении гальванического элемента?

12. Почему водородный электрод в паре с медным полупроводником является анодом, а в паре с цинком - катодом?
13. Из четырех металлов Ag, Cu, Au и Sn выберите те пары, которые дают наименьшую и наибольшую ЭДС составленного из них гальванического элемента.
14. По какой формуле можно найти электродный потенциал металла при любых температуре и концентрации раствора его соли, если для него известно значение φ° ? При каких условиях $\varphi = \varphi^\circ$?
15. Какие изменения концентраций растворов солей на электроде-окислителе и электроде-восстановителе приводят к увеличению и уменьшению ЭДС?
16. Почему в качестве окислителя используется хром (VI) в составе иона $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, а не в составе иона CrO_4^{2-} , и почему окисление хрома (III) до хрома (VI) проводится в щелочной среде?
17. Какие электрохимические процессы протекают на электродах при электролизе расплавов электролитов? Приведите примеры.
18. Из каких процессов складывается общая реакция электрохимического разложения вещества?
19. Чем отличается электролиз водных растворов электролитов от электролиза их расплавов? Какие ионы и молекулы, находящиеся в водных растворах солей могут восстанавливаться на катоде и окисляться на аноде? Напишите уравнения соответствующих реакций.
20. За счет чего при электролизе создается внутренняя ЭДС и ЭДС поляризации? Как она направлена по отношению к внешнему току? При каких условиях электролиз становится возможным?
21. При каких условиях и из каких солей, возможно, получить с помощью электролиза одновременно щелочь и кислоту?
22. Что называют анодным растворением металла, и при каких условиях возможен этот процесс? Сравните металлы кальций, медь и золото в отношении их возможности функционировать в качестве растворимого анода.
23. Дайте формулировку законов Фарадея и их математические выражения. Что называют числом Фарадея F ? Чему равна эта величина в кулонах и ампер·часах?
24. Всегда ли масса выделившегося на электроде вещества соответствует количеству прошедшего через электролит электричества? Является ли это нарушением законов Фарадея? Что называют выходом по току (η)?
25. Ток силой 4 А пропускаться через электролизер в течение 16 мин и 5 с. За это время на катоде выделился свинец массой 4,14 г из расплава одного из его соединений. Определите, было ли это соединение двух- или четырехвалентного свинца.
26. При электролизе растворов AgNO_3 , CuSO_4 , BiCl_3 , находящихся в последовательно соединенных электролизерах, выделилось 5,4 г серебра. Найдите массу выделившихся при этом меди и висмута.
27. Будет ли активно корродировать железо в воде, не содержащей растворенного кислорода, или в масле, насыщенного кислородом?
28. Одинаково ли отношение к коррозии технического и химически чистого металла? Чем вызывается коррозия обычной стали?
29. Совпадает ли сравнительная оценка способности к коррозии железа и алюминия по значению их стандартных электродных потенциалов и по их поведению в контакте с водой?
30. Какие существуют способы защиты металлов от коррозии? Кратко изложите сущность каждого из них.

Лабораторная работа «Окислительно-восстановительные реакции. Электролиз»

Опыт 1. В раствор сульфата меди опустить на 2-5 мин. железный гвоздь, поверхность которого очищена наждачной бумагой. Что наблюдаете? Напишите уравнение реакции.

Опыт 2. К 2-3 мл раствора йодида калия прилить равный объем хлорной воды. Чем объяснить изменение окраски раствора. Напишите уравнение реакции. Какому веществу принадлежит в растворе желтая окраска?

Опыт 3. К 2-3 мл сероводородной воды прибавить по каплям бромную воду. Наблюдать помутнение и обесцвечивание раствора. Напишите уравнение реакции.

Опыт 4. К 2-3 каплям раствора йодида калия прилить 2 мл концентрированной серной кислоты. Что наблюдаете? Доказать наличие в растворе свободного йода. Напишите уравнение реакции.

Опыт 5. К 2 мл раствора сульфита натрия прилить равный объем разбавленной серной кислоты и 1 мл раствора перманганата калия. Что наблюдаете? Напишите уравнение реакции.

Опыт 6. Установите опытным путем, что нитрит натрия в кислой среде по отношению к бихромату калия является восстановителем. (Раствор следует подогреть.) Напишите уравнение реакции.

Опыт 7. В пробирку с медной стружкой прилить (под тягой) 2 мл концентрированной азотной кислоты. Что наблюдаете? Напишите уравнение реакции.

Опыт 8. В пробирку положить несколько кристалликов перманганата калия и облить их 1 мл концентрированной серной кислоты. Через некоторое время наблюдать образование в пробирке газа. Напишите уравнение реакции.

Опыт 9. К 1 мл раствора хромита натрия ($\text{Na}[\text{Cr}(\text{OH})_4]$) прилить равный объем щелочи и 3 мл бромной воды и кипятить. Как изменяется цвет раствора. Напишите уравнение реакции.

Опыт 10. К раствору хлорида марганца (II) прибавить раствор щелочи и затем бромной воды. Что наблюдаете? Напишите уравнение реакции (обмена и окисления-восстановления).

Опыт 11. Электролиз раствора йодистого калия.

U-образную трубку укрепить в зажиме штатива, налить в неё приблизительно до половины раствора йодистого калия, к которому прибавлено несколько капель крахмального клейстера и 2-3 капли раствора фенолфталеина. Вставить в оба колена трубки угольные электроды и включить постоянный электрический ток. Наблюдать окрашивание раствора у катода и анода. Составить схему электролиза водного раствора KI.

Опыт 12. Электролиз раствора сернокислого натрия.

В U-образную трубку для электролиза налить раствор сернокислого натрия, к которому добавлен раствор нейтрального (фиолетового) лакмуса. Включить ток и наблюдать изменение через 1-2 мин окраски раствора у электродов. Составить схему электролиза водного раствора сернокислого натрия.

Опыт 13. Электролиз раствора сернокислой меди.

Налить в U-образную трубку раствор сернокислой меди. Пользуясь угольными электродами, пропускать ток в течение 4-5 минут. Что выделяется на электродах? Составить схему электролиза раствора сернокислой меди.

При написании всех уравнений должны быть составлены схемы перехода электронов.

Тестовые задания

Вариант № 1

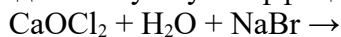
1. Реакция диспропорционирования

- 1) $\text{HNO}_2 = \text{HNO}_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
- 2) $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O} = \text{KMnO}_4 + \text{MnO}_4 + \text{KOH}$
- 3) $\text{NH}_4\text{NO}_3 = \text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$
- 4) $\text{KClO}_3 = \text{O}_2 + \text{KCl}$

2. Реакция внутримолекулярного окисления-восстановления

- 1) $\text{AgNO}_3 = \text{Ag} + \text{NO}_2 + \text{O}_2$
- 2) $\text{Ag}_2\text{O} = \text{O}_2 + \text{Ag}$
- 3) $\text{K}_2\text{SO}_3 = \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{S}$
- 4) $\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{HNO}_3 + \text{HNO}_2$

3. Определите сумму коэффициентов в уравнение реакции



- 1) 8
- 2) 7
- 3) 9
- 4) 10

4. Установить соответствие

1: продукты электролиза расплава CuCl_2

A: Cu и Cl_2

2: продукты электролиза раствора $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$

B: Cu и O_2

3: продукты электролиза раствора $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$

В: H_2 и O_2

Г: Ca и O_2

Д: H_2 и Cl_2

5. В процессе электролиза раствора NaCl , при силе тока 5 А за 85 мин на аноде выделяется продукт объемом # # # л (округлить до десятых)

6. Для окисления в кислой среде 0,05 л 0,2 М NaNO_2 потребуется 0,25 н раствор KMnO_4 объемом # # # л (округлить до сотых)

7. Исходя из реакции $\text{SO}_2 + \text{HClO}_4 + \text{H}_2\text{O} = \text{HCl} + \text{H}_2\text{SO}_4$, где 1 л раствора содержится 10 г HClO_4 , нормальность HClO_4 равна # # # моль/л (округлить до десятых)

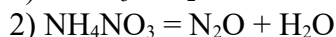
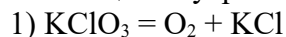
8. Значение электродного потенциала меди, погруженной в 0,0005 н раствор $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ равно # # # В (округлить до тысячных)

9. Если концентрация ионов водорода в растворе $4,8 \cdot 10^{-3}$ моль/л, то потенциал водородного электрода равен # # # В (округлить до тысячных)

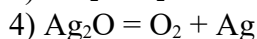
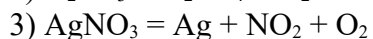
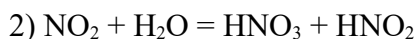
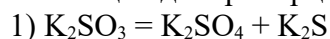
10. Если в 0,5 л раствора содержится 0,0699 г FeCl_2 г, то потенциал железного электрода равен # # # В (округлить до тысячных)

Вариант № 2

1. Реакция внутримолекулярного окисления-восстановления



2. Реакция диспропорционирования



3. Определите сумму коэффициентов в уравнение реакции



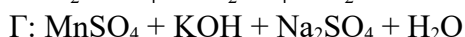
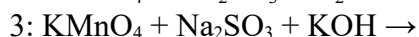
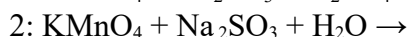
1) 17

2) 18

3) 19

4) 20

4. Установить соответствие



5. В процессе электролиза расплава NaCl , при силе тока 2 А за 45 мин на катоде выделяется продукт массой # # # г (округлить до сотых)

6. В процессе электролиза раствора Na_2SO_4 , при силе тока 2 А за 2 ч на аноде выделяется продукт объемом # # # л (округлить до сотых)

7. Если дихромат-ион восстанавливается до хрома (III), то молярная концентрация эквивалента дихромата калия ($\omega = 10\%$; $\rho = 1,07$ г/мл) равна # # # моль/л. (округлить до сотых)

8. Для взаимодействия с 0,25 моль $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ требуется 2 н раствор HBr объемом # # # л (округлить до сотых)

9. Если концентрация ионов водорода в растворе $3,8 \cdot 10^{-3}$ моль/л, то потенциал водородного электрода равен # # # В (округлить до тысячных)

10. Если потенциал водородного электрода равен – 236 мВ, то активность ионов водорода в растворе равна # # # моль/л (записать в стандартном виде)

Контрольная работа 6

(«Окислительно-восстановительные реакции и электрохимические процессы»)

Вариант №1

1. Закончить составление уравнения реакции и подобрать коэффициенты простейшим способом: $\text{SO}_2 + \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_3 + \dots$

2. Напишите уравнения реакций и подобрать коэффициенты электронно-ионным методом:
 $\text{MnSO}_4 + (\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HMnO}_4 + \dots$; $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{CaOCl} \rightarrow$
3. Составить в молекулярной форме уравнение реакции:
 $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-} + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-} + \text{O}_2$
4. Чему равна молярная масса эквивалента перманганата калия как окислителя, если это вещество в процессе реакции восстанавливается: а) до сульфата марганца (II) б) до диоксида марганца в) до манганата калия K_2MnO_4 ?
5. Будет ли работать гальванический элемент, состоящий из водородных электродов, погруженных в 1 и 0,1 н растворы KOH при 25°C, если кажущая степень диссоциации растворов KOH соответственно равны 77 и 91%?
6. Гальванический элемент

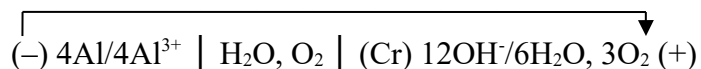


образовавшейся при коррозии хрома, опасного со свинцом, дает ток силой 6 А. Какая масса хрома окислится и сколько литров водорода выделится за 55 с работы этого элемента?

7. Медный кулонометр соединен последовательно с электролизером, в котором идет электролиз водного раствора AgNO_3 на угольных электродах (дайте полную схему процессов, происходящих при электролизе AgNO_3). На катоде в кулонометре выделилось 192 г меди, а в электролизере 450 г серебра. Определите выход по току в электролизере. Какой объем займет выделившийся кислород, если этот объем измерить при 10°C и давлении 97303 Па?

Вариант №2

1. Закончить составление уравнения реакции и подобрать коэффициенты простейшим способом: $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KI} + \text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{I}_2 \dots$
2. Напишите уравнения реакций и подобрать коэффициенты электронно-ионным методом:
 $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{S} + \text{KMnO}_4 \rightarrow \text{S} + \dots$; $\text{HNO}_3 + \text{FeS}_2 \rightarrow$
3. Составить в молекулярной форме уравнение реакции: $\text{N}_2\text{H}_4 + \text{I}_2 \rightarrow \text{N}_2 + \text{I}$.
4. Какую массу алюминия можно окислить с помощью 0,1 л 0,25 н $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ по реакции $\text{Al} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.
5. ЭДС гальванической цепи $(-)\text{Ag}/\text{AgNO}_3$ 0,005н / $\alpha=98\%$ | | Ag/x н / $\alpha=85\%$ / $\text{AgNO}_3(+)$ равна 0,085 В. Определите концентрацию электролита при положительном электроде, если коэффициенты активности иона серебра в растворах AgNO_3 при отрицательном и положительном электроде равны 0,945 и 0,750.
6. При работе гальванического элемента



образовавшегося при коррозии алюминия, который находится в контакте с хромом, за 1 мин 20 с его работы на хромовом катоде восстановилось 0,034 л кислорода. Определите, насколько уменьшилась при этом масса алюминиевого электрода и чему равна сила тока, протекшего по внешней цепи гальванического элемента.

7. Через серебряный кулонометр пропускали ток в течение 3 ч. Амперметр показывал силу тока равную 0,9 А. Найти % погрешности, даваемый амперметром, если за это время в кулонометре на катоде выделилось 12,32 г серебра.

Раздел 2. Неорганическая химия (химия элементов и их соединений)

Тема 10. Комплексные соединения

Вопросы для собеседования

1. Какие соединения можно отнести к комплексным?
2. Пользуясь положениями координационной теории Вернера дайте определения следующим понятиям: а) комплексообразователь, б) лиганды, в) координационное число комплексообразователя, г) внутренняя и внешняя сфера комплекса.

3. Как определяются заряд комплексного иона и степень окисления комплексообразователя?
4. Какая связь между строением атомов элементов и их способностью к комплексообразованию? Приведите примеры типичных комплексообразователей.
5. Приведите примеры типичных лигандов. Какие лиганды называются монодентатными и какие полидентатными?
6. Какое влияние должно оказывать на значение координационного числа увеличение радиуса и заряда: а) комплексообразователя, б) лигандов? Каким соотношением двух сил, действующих между центральным атомом и лигандами и между самими лигандами, определяется координационное число?
7. Приведите примеры комплексных соединений:
 - 1) с комплексным анионом,
 - 2) с комплексным катионом,
 - 3) являющихся неэлектролитами.Дайте им название.
8. Дайте определение и приведите примеры основных типов комплексных соединений.
9. Укажите основные виды изомерии комплексных соединений. Приведите примеры.
10. Как с позиций метода валентных связей объяснить образование связей между комплексообразователем и лигандами? Какие орбитали центрального атома могут одновременно участвовать в образовании связей? Чем это определяется?
11. Какую геометрическую конфигурацию имеет комплексный ион при значении координационного числа комплексообразователя 2, 4, 6? Укажите соответствующие типы гибридизации орбиталей.
12. Какие комплексные соединения называются внешнеорбитальными и внутриорбитальными? Чем объясняется их различная прочность?
13. По каким экспериментальным данным находят число неспаренных электронов в комплексах? Приведите примеры.
14. Какие комплексы называют высокоспиновыми и низкоспиновыми? Укажите параметры, которые являются для них общими и различными.
15. Как сказываются на склонности комплексных ионов к электролитической диссоциации и участию в реакциях замещения, связывание лигандов за счет $(n-1)d$ - или nd - орбиталей комплексообразователя; наличие вакантных $(n-1)d$ - и nd - орбиталей у комплексообразователя?
16. Дайте краткое изложение правила Сиджвика и на примере покажите его действие при расчете координационного числа.
17. Какая теория получила название теории кристаллического поля? Чем отличается она от метода ВС?
18. Что такое энергия расщепления кристаллическим полем, от чего она зависит? Какие факторы определяют положение лиганда в спектрохимическом ряду?
19. Как теория кристаллического поля объясняет образование высоко- и низкоспиновых комплексов?
20. Как ТКП объясняет закономерности изменения устойчивости комплексных соединений?
21. Исходя из ТКП, объяснить окраску комплексных соединений.
22. Как с позиций метода молекулярных орбиталей (МО) объяснить образование химической связи между комплексообразователем и лигандами?
23. Укажите основные правила построения энергетических диаграмм (метод МО) для октаэдрических и тетраэдрических комплексных соединений.
24. Что является количественной характеристикой устойчивости комплексных ионов?
25. Каково соотношение между общей константой нестойкости и константами, характеризующими отдельные стадии процесса диссоциации комплексного иона?
26. При каких условиях равновесие диссоциации комплексного иона смещается в сторону образования комплексного иона или продуктов его диссоциации? Приведите примеры.

27. Приведите примеры разрушения комплекса осаждением иона комплексообразователя. Чем должен определяться выбор осадителя? В каких условиях он должен использоваться в больших концентрациях?
28. Объясните процесс растворения осадков амфотерных гидроксидов в кислотах и щелочах как превращение одних комплексов в другие?
29. Составьте координационные формулы следующих соединений: $2\text{NH}_4\text{Cl}\cdot\text{PtCl}_4$, $\text{K}_2\text{C}_2\text{O}_4\cdot\text{CuC}_2\text{O}_4$, $\text{KCl}\cdot\text{AuCl}_3$, $2\text{Ca}(\text{CN})_2\cdot\text{Fe}(\text{CN})_2$, $(\text{NH}_4)_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$.
30. Определите вид изомеров (для каждой пары) в следующих комплексных соединениях:
 а) $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$, $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Cl}]\text{Cl}_2\cdot\text{H}_2\text{O}$, $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2]\cdot 2\text{H}_2\text{O}$;
 б) $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4][\text{Pt}^{4+}\text{Cl}_6]$, $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}][\text{Pt}^{4+}(\text{NH}_3)\text{Cl}_5]$, $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2][\text{Pt}^{2+}\text{Cl}_4]$;
 в) $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6][\text{Cr}^{3+}(\text{C}_2\text{O}_4)_3]$, $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_4(\text{C}_2\text{O}_4)][\text{Co}^{3+}(\text{NH}_3)_4(\text{C}_2\text{O}_4)_2]$;
 г) $[\text{Co}(\text{en})_2(\text{C}_2\text{O}_4)][\text{Cr}^{3+}(\text{en})(\text{C}_2\text{O}_4)_2]$, $[\text{Cr}(\text{en})_2(\text{C}_2\text{O}_4)][\text{Co}^{3+}(\text{en})(\text{C}_2\text{O}_4)_2]$;
 д) *цис*- $\text{K}_2[\text{Pt}(\text{Cl})_2(\text{NO}_2)_4]$ и *транс*- $\text{K}_2[\text{Pt}(\text{Cl})_2(\text{NO}_2)_4]$.
31. Какова окраска соединений марганца (III) в водных растворах, если для иона $[\text{Mn}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ $\Delta = 250,5$ кДж/моль? Какой длине волны соответствует максимум поглощения видимого света этим ионом?
32. При какой концентрации сульфида натрия начнет выпадать осадок сульфида кадмия из раствора $\text{K}_2[\text{Cd}(\text{CN})_4]$ объемом 250 мл, концентрация которого 0,1 моль/л? В растворе содержится 0,1 моль цианида калия ($\alpha = 80\%$). $\text{IP}(\text{CdS}) = 7,9 \cdot 10^{-27}$.
33. Определите концентрацию ионов меди в растворе $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ объемом 1 л и концентрацией комплексной соли 0,1 моль/л. Раствор содержит 1 моль NH_3 .
34. Изменение энергии Гиббса для процесса диссоциации аммиаката меди по первой ступени $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+} \rightarrow [\text{Cu}(\text{NH}_3)_3]^{2+} + \text{NH}_3$ равно 12,21 кДж. Определите первую константу нестойкости этого иона.
35. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно получить *транс*- $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4(\text{OH})_2]\text{SO}_4$ исходя из $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ и H_2O_2 , а также $[\text{Pt}(\text{C}_2\text{H}_4)_2\text{Cl}_2]$ исходя из $\text{K}_2[\text{PtCl}_4]$ и C_2H_4 .
36. Распределите валентные электроны по орбиталям и определите электронную конфигурацию октаэдрических комплексов $[\text{CoF}_6]^{3-}$ и $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$. Электроны каких молекулярных орбиталей обеспечивают химическую связь в этих комплексах? Какой их этих комплексов пара-, а какой диамагнитен; какой низко- и какой высокоспиновый и чем это объясняется?
37. Сопоставьте теорию молекулярных орбиталей, валентных связей и кристаллического поля применительно к диамагнитному комплексу $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$ октаэдрического строения.

Лабораторная работа «Комплексные соединения»

Опыт 1. Образование и диссоциация соединений с комплексным катионом.

а) Налить в пробирку 1-2 мл раствора AgNO_3 и добавить немного раствора NaCl . К образовавшемуся осадку приливать раствор аммиака до его растворения. Составить уравнения реакций, учитывая, что координационное число Ag^+ равно двум. Объяснить происходящие изменения.

б) Налить в пробирку 1-2 мл раствора CuCl_2 и прибавлять по каплям раствор аммиака до образования осадка $\text{Cu}(\text{OH})_2$, затем прилить избыток раствора аммиака до растворения осадка. Сравнить окраску ионов Cu^{2+} с окраской полученного раствора. Присутствие каких ионов сообщает окраску раствору? Написать уравнение реакции получения комплексного основания и его координационную формулу, учитывая, что координационное число Cu^{2+} равно четырем. Какое основание является более сильным: гидроксид меди (II) или соответствующее комплексное основание? Почему?

Полученный раствор сохранить для опыта 4.

Опыт 2. Образование и диссоциация соединений с комплексным анионом.

а) К 1-2 мл раствора нитрата ртути (II) (сильный яд!) добавлять по каплям разбавленный раствор KI до образования осадка HgI_2 . Затем прилить избыток раствора KI до растворения

осадка. Написать уравнения реакций и координационную формулу полученного комплексного соединения, учитывая, что, координационное число Hg^{2+} равно четырем.

б) В пробирку с 2-3 мл раствора $\text{Vi}(\text{NO}_3)_3$ добавлять по каплям 0,5 н. раствор KI до выпадения осадка ViI_3 . Затем добавить еще несколько капель раствора KI до растворения выпавшего осадка. Каков цвет полученного раствора? Может ли эта окраска обуславливаться присутствием ионов K^+ , I^- , Vi^{3+} ? Написать уравнение реакций образования и диссоциации комплексного соединения и его координационную формулу, учитывая, что координационное число Vi^{3+} равно четырем.

Опыт 3. Различие между простыми и комплексными ионами железа (III).

а) К 1-2 мл раствора FeCl_3 прилить немного раствора KSCN . Написать уравнение реакции. Эта реакция характерна для иона Fe^{3+} и применяется для его обнаружения.

б) Доказать, обнаруживается ли ион Fe^{3+} в растворе $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, проделав характерную реакцию, как в опыте 3, а.

в) Налить в одну пробирку немного раствора FeCl_3 , а в другую — $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ и добавить в каждую из них одинаковое количество раствора FeSO_4 . Объяснить отсутствие изменений в первой пробирке и образование во второй осадка так называемой турнбулевой сини $\text{Fe}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2$. Написать уравнение реакции в молекулярной и ионной формах.

Реакция образования турнбулевой сини является характерной для комплексного иона $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$.

Опыт 4. Прочность и разрушение комплексных ионов.

а) Получить в пробирке $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$, как это было сделано в опыте 1. Полученный раствор разлить в четыре пробирки и использовать в опытах 4б, 4в и 4д.

б) Налить в пробирку 1-2 мл раствора $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$, полученного в опыте 4а, и добавить туда кусочек цинка. Что наблюдается? Записать уравнение реакции образования комплексного аммиаката цинка, учитывая, что координационное число Zn^{2+} равно четырем.

Объяснить, пользуясь таблицей констант нестойкости комплексных ионов, причину вытеснения цинком серебра из его комплексного иона.

в) Налить в две пробирки одинаковое количество раствора AgNO_3 . В одну из них добавить раствор NaOH , в другую KI . Записать наблюдения.

Эти реакции характерны для иона Ag^+ и могут быть использованы для его обнаружения. Составить уравнения реакций.

Раствор $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$, полученный в опыте 4а, налить по 1 мл в две пробирки. В одну пробирку прилить раствор NaOH , а в другую — раствор KI . Что происходит? Написать уравнение диссоциации комплексного иона $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ и выражение константы нестойкости его. Дать объяснение наблюдаемым явлениям, пользуясь уравнением диссоциации комплексного иона и правилом произведения растворимости.

г) Получить в пробирке осадок AgCl . Затем добавлять 1 н. раствор $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ до полного растворения осадка. Написать уравнение реакции образования $\text{Na}_2[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]$.

К полученному раствору комплексного соединения добавить раствор KI . Сравнить результаты с полученными в опыте 4в. Написать выражения для констант нестойкости аммиачного и тиосульфатного комплексов и решить по результатам опытов 4в и 4г, какая константа имеет большее значение. Проверить вывод по табличным данным.

д) Налить в пробирку 1-2 мл раствора $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$, полученного в опыте 4а, и добавлять разбавленную HNO_3 до выпадения осадка AgCl . Объяснить наблюдаемые явления, исходя из того, что константы нестойкости ионов $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ и NH_4^+ соответственно равны $6,8 \cdot 10^{-8}$ и $6,0 \cdot 10^{-10}$.

е) Налить в две пробирки одинаковые количества раствора CuCl_2 . В одну из них добавить раствор NaOH , в другую — $(\text{NH}_4)_2\text{S}$. Отметить цвет образующихся осадков. Эти реакции можно использовать для открытия иона Cu^{2+} . Составить уравнения реакций.

Раствор $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$, полученный в опыте 1, разделить поровну в две пробирки. В одну прилить раствор NaOH , а в другую — раствор $(\text{NH}_4)_2\text{S}$. Что наблюдается? Написать уравнения происходящих реакций.

Дать объяснение наблюдаемым явлениям, исходя из данных о величинах произведений растворимости $\text{Cu}(\text{OH})_2$ и CuS и константы нестойкости иона $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$.

Опыт 5. Диссоциация двойной соли.

Доказать наличие ионов NH_4^+ , Fe^{3+} и SO_4^{2-} в растворе железоаммонийных квасцов $\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$, проделав для них характерные реакции с помощью растворов щелочи, KSCN и BaCl_2 .

Написать ионные уравнения реакций. Составить уравнение электролитической диссоциации железоаммонийных квасцов.

В чем состоит сходство и отличие между двойными солями и другими комплексными соединениями?

Опыт 6. Влияние концентрации раствора на комплексообразование

К нескольким каплям раствора CoCl_2 в пробирке прилить концентрированный раствор KSCN . Наблюдать изменение цвета раствора вследствие образования комплексной соли $\text{K}_2[\text{Co}(\text{SCN})_4]$. Разбавить полученный раствор водой. Объяснить изменение его цвета. Написать уравнения реакций.

Какое влияние оказывает концентрация раствора на комплексообразование?

Опыт 7. Гидратная изомерия аквакомплексов

Несколько фиолетовых кристалликов $\text{CrCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ растворить в воде. Наблюдать окраску раствора. Нагреть раствор до изменения окраски. Дать объяснение.

Тестовые задания

Вариант № 1

1. Парамагнитный низкоспиновый внутриорбитальный

- | | |
|--------------------------------------|---------------------------|
| 1) $[\text{Mn}(\text{NO}_2)_6]^{4-}$ | 2) $[\text{CoBr}_6]^{3-}$ |
| 3) $[\text{Fe}(\text{CO})_4]^{2+}$ | 4) $[\text{VCl}_6]^{4-}$ |

2. Установить соответствие между названием и формулой комплексной соли

- | | |
|---|---|
| 1: $\text{K}_2[\text{PtCl}_4]$ | А: тетрахлороплатинат (II) калия |
| 2: $[\text{PtCl}_3(\text{NH}_3)_3]\text{Br}$ | Б: бромид триамминтринитрохлороплатины (IV) |
| 3: $[\text{CoF}_3(\text{H}_2\text{O})_3]$ | В: триакватрифторокобальт |
| 4: $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6][\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$ | Г: гексанитрокобальтат (III) гексаамминкобальта (III) |
| | Д: дихлоротетраамминникеля |
| | Е: гексацианоферрат(II) калия |

3. Установить соответствие между формулой соединения и координационным числом

- | | |
|---|------|
| 1 $[\text{FeF}_x]^{-(x-2)}$ | А: 6 |
| 2: $[\text{Pt}(\text{N}_2\text{H}_4)_x]^{2+}$ | Б: 4 |
| 3: $[\text{Pd}(\text{NH}_3)_x]^{2+}$ | В: 5 |
| | Г: 7 |
| | Д: 3 |

4. Если раствор содержит 0,05 моль/л $\text{K}_2[\text{Ag}(\text{CN})_3]$ и 0,05 моль KCN , $K_{\text{н}} = 1 \cdot 10^{-21}$, то концентрация ионов серебра в моль/л # # #

5. Если для комплексного иона энергия расщепления равна 167,2 кДж/моль, то он поглощает свет с длиной волны в нм # # #

6. Если при действии раствора серной кислоты весь барий из раствора $\text{Ba}(\text{CN})_2 \cdot \text{Cu}(\text{CNS})_2$ осаждается в виде сульфата бария, то координационная формула соли # # #

Вариант № 2

1. Парамагнитный высокоспиновый внутриорбитальный

- | | |
|---------------------------|--------------------------------------|
| 1) $[\text{VCl}_6]^{4-}$ | 2) $[\text{Fe}(\text{CO})_4]^{2+}$ |
| 3) $[\text{NiCl}_4]^{2-}$ | 4) $[\text{Pd}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$ |

2. Установить соответствие между названием и формулой комплексной соли

- | | |
|--|--------------------------------|
| 1: $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ | А: гексацианоферрат(III) калия |
| 2: $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$ | Б: хлорид тетраамминникеля(II) |

- 3: $K_2[SiF_6]$ В: гексафторосиликат (IV) калия
 4: $[Ni(CO)_4]$ Г: тетракарбонилникель
 Д: дихлоротетраамминникеля
 Е: гексацианоферрат(II) калия

3. Установить соответствие между формулой соединения и координационным числом

- 1: $[Ni(CO)_x]^0$ А: 4
 2: $[Co(CN)_x]^{-(x-3)}$ Б: 6
 3: $[Fe(CO)_x]^0$ В: 5
 Г: 7
 Д: 3

4. Если раствор содержит 0,02 моль/л $Cd(NO_3)_2$ и 1 моль NH_3 , $K_n = 2,75 \cdot 10^{-7}$, то концентрация ионов кадмия в моль/л # # #

5. Если максимум поглощения видимого света для комплекса соответствует длине волны 400 нм, то энергия расщепления в кДж/моль # # #

6. Если для осаждения хлора из раствора на 1 моль $PtCl_4 \cdot 3NH_3$ ($K_{Ч_{Pt}} = 6$) требуется 1 моль нитрата серебра, то координационная формула соединения # # #

Контрольная работа 7 («Комплексные соединения»)

Вариант №1

1. Назвать комплексные соединения: $Va[Cu(C_2O_4)_2]$, $[Co(NH_3)_2(en)(Cl_2)]Cl$, $[PtCl_2][AuCl_4]$.
2. Написать формулы: а) тетраодоиндат(III) индия(I); б) хлорид броматетраамминаквахрома(III); в) триамминхлородинитрокобальт.
3. Можно ли осадить ионы Ni^{2+} из раствора $K_2[Ni(CN)_4]$ объемом 1 л и $C=0,1$ моль/литр, содержащего 0,2 моль KCN ($\alpha=80\%$), если добавить 10^{-4} моль сульфида аммония? При какой min концентрации сульфида аммония начнет выпадать осадок? ($IP(NiS)=2 \cdot 10^{-28}$).
4. Определите тип гибридизации в следующих комплексах, а так же изобразите их геометрическую формулу: $[AuCl_4]^-$; $[PtCl_4]^-$. Чему равны их магнитные моменты?
5. Для осаждения хлорид-ионов, составляющих внешнюю сферу комплексного соединения, из 100 мл 0,02 м раствора соединения $CrCl_3 \cdot 5H_2O$ потребовалось 20 мл 0,2 м раствора $AgNO_3$. По результатам этого опыта составьте координационную формулу соединения и назовите его.
6. С лигандами слабого или сильного поля комплексы Co^{3+} являются сильными окислителями, а комплексы Co^{2+} проявляют восстановительные свойства? Как это объясняет ТКП?
7. Составьте уравнение реакции, с помощью которых можно получить $[Pt(C_2H_4)_2Cl_2]$ исходя из $K_2[PtCl_4]$ и C_2H_4 .

Вариант №2

1. Назвать комплексные соединения: $Na_2[Zn(OH)_4]$, $[Ni(H_2O)_6](NO_3)_2$, $[Co(En)_3](NO_3)_3$.
2. Написать формулы: а) амминпентацианоферрат(II) натрия; б) дигидроксотетрахлороплатинат (IV) аммония.
3. К 0,2 м $NiSO_4$ добавили равный объем 2 м NH_3 , вычислить $[Ni]^{2+}$, если считать что в растворе образуется комплексный ион $[Ni(NH_3)_6]^{2+}$.
4. В комплексах $[Co(NO_2)_6]^{4-}$ и $[Ni(CNS)_6]^{4-}$ лиганды обладают сильным полем. Составьте энергетическую схему образования связей (метод ВС) в этих комплексах и укажите магнитные свойства комплексов.
5. Определите координационное число (x): $[Fe^{II}F_x]^{-(x-2)}$; $[Fe^{II}Cl_x]^{-(x-2)}$.
6. Какая электронная конфигурация, d^6 или d^7 , дает большее значение $E_{СКП}$ для октаэдрических высокоспиновых и низкоспиновых комплексов?
7. Предскажите на основе закономерности транс-влияния продукты следующей реакции: трибromoамминплатинат(II)-ион+аммиак→.

Тема 11. Элементы VII А группы (галогены) и их соединения

Вопросы для собеседования

1. Рассмотрите зависимость атомного радиуса, энергии ионизации и сродства к электрону атомов галогенов от их атомного номера. Почему с увеличением атомного номера элемента энергия ионизации уменьшается немонотонно, а сродство к электрону вначале увеличивается, а затем уменьшается?
2. Каковы степени окисления галогенов, и какая степень окисления наиболее устойчива для каждого галогена? В виде каких соединений они находятся в природе?
3. Когда и кем были впервые открыты галогены?
4. На чем основан общий принцип получения галогенов в технике и в лаборатории? Какова особенность получения фтора? Приведите примеры реакций получения галогенов.
5. Используя теорию МО, объясните, почему энергия диссоциации молекул F_2 относительно невелика. Как изменяются межъядерное расстояние и энергия связи в ряду от фтора к йоду и чем это объясняется?
6. Как изменяется агрегатное состояние и цвет галогенов в этом ряду галогенов?
7. Как изменяется окислительно-восстановительная активность в ряду галогенов? Чем объясняется особо высокая активность фтора?
8. Как изменяется структура, длина и энергия связи в ряду от HF к HI , и чем это объясняется? Как меняется в этом ряду сила кислот?
9. Как изменяется восстановительная активность в ряду от HF к HI и чем это объясняется?
10. Охарактеризуйте кислотно-основные свойства хлорида натрия и хлорида сурьмы (V), фторида калия и фторида фосфора (V). Приведите уравнения реакций гидролиза и взаимодействия указанных пар галогенидов. Как изменяются свойства галогенидов P , Ag , Cu , K , Ca , S .
11. Какова растворимость в воде галогенидов различных металлов и чем она объясняется?
12. Как взаимодействуют галогены с водой, каковы закономерности данного взаимодействия?
13. Какие оксиды галогенов известны, как они образуются, какова их устойчивость, физические и химические свойства?
14. Как зависит устойчивость оксокислот и их солей от структуры? Сравните силу оксокислот, их окислительную активность. Приведите уравнения реакций.
15. Охарактеризуйте другие соединения галогенов с положительной степенью окисления. Межгалогидные соединения, их структура и свойства.
16. Значение галогенов и их соединений.
17. Чем отличаются реакции взаимодействия фтора с водой и щелочами от подобных реакции с другими галогенами. Одинаковы ли продукты реакций взаимодействия хлора, брома, йода с холодными и горячими растворами щелочей?
18. Как смещается равновесие в водных растворах галогенов при добавлении минеральных кислот и щелочей?
19. Определите устойчивость фторидных, хлоридных, иодидных комплексов различных металлов и неметаллов.

Лабораторная работа

Приборы и посуда: 1. Щипцы тигельные. 2. Нож. 3. Штатив с пробирками. 4. Газоотводная трубка с пробкой. 5. Кристаллизатор. 6. Спиртовка. 7. Ложечка для сжигания веществ в газах. 8. Стеклянная палочка.

Реактивы и материалы: 1. Оксид марганца (IV) MnO_2 . 2. Дихромат калия $K_2Cr_2O_7$. 3. Перманганат калия $KMnO_4$. 6. Хлорид натрия $NaCl$. 11. Цинк (гранулированный). 12. Лакмусовая бумажка. 13. Фильтровальная бумага. 14. Вата. 15. Лед. 16. Песок. 17. Пробирки. 18. KBr . 19. KI . 20. Магний Mg .

Растворы: 1. Соляная кислота (конц., разб.) 2. Серная кислота (конц., разб.). 3. Гидроксид натрия (конц. разб.). 4. Нитрат серебра $AgNO_3$ (0,1 н.). 5. Водный раствор лакмуса. 6. Индиго. 7. Фиолетовые чернила. 8. Аммиак водный. 9. Сероводородная вода. 10. Сульфат

хрома (III) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ (0,5 н). 11. Гидроксид калия KOH (2 н). 12. Бромная вода Br_2 . 13. Хлорная вода Cl_2 . 14. Сероводородная вода H_2S .

Получение хлора.

а) В три пробирки насыпать небольшое количество следующих веществ: в первую – оксид марганца (IV), во вторую – дихромат калия, в третью – перманганата калия. В каждую пробирку прилить по 1 мл HCl (конц). Содержимое первой и второй пробирок слегка подогреть. Наблюдать происходящие процессы. Определить выделяющийся газ по цвету (на фоне белой бумаги) и запаху (соблюдать осторожность!).

Написать уравнения реакций получения хлора, составить схемы перехода электронов в этих реакциях. Чем являются в проведенных реакциях MnO_2 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, KMnO_4 ?

Получения брома и иода. (работу проводить в вытяжном шкафу)

а) Смешать немного кристаллов KBr с небольшим количеством порошка MnO_2 , всыпать в пробирку, прилить несколько капель концентрированной H_2SO_4 и слабо подогреть. Отметить цвет и запах (*осторожно!*) выделяющихся паров брома. Написать уравнение реакции.

б) Прodelать аналогичный опыт с KI . Какое вещество выделяется в виде паров? Каков их цвет и запах? Написать уравнение реакции.

в) К раствору KBr приливать по каплям свежеприготовленную хлорную воду. Наличием какого вещества обусловлена окраска раствора? Добавить к раствору 1 мл бензола. Энергично встряхнуть содержимое пробирки. Отметить цвет раствора и слоя бензола. Сделать вывод о растворимости бензола в воде и в органическом растворителе. Написать уравнение реакции взаимодействия KBr с хлорной водой.

Свойства брома (работу проводить в вытяжном шкафу)

а) Налить в пробирку небольшое количество бромной воды, отметить ее цвет и слегка нагреть. Что наблюдаете?

б) В раствор индиго или фуксина прилить немного бромной воды. Объяснить причину происходящих изменений.

в) В пробирку с 5 мл бромной воды всыпать небольшими порциями при постоянном взбалтывании порошок магния. Наблюдать за цветом раствора. На что указывают происходящие изменения в растворе? Написать уравнение реакции

г) К небольшой порции сероводородной воды (отметить ее цвет и запах) приливать по каплям бромную воду и тщательно взбалтывать раствор. Записать наблюдения. Составить уравнение реакции.

Свойства иода (опыт д проводить в вытяжном шкафу)

а) Поместить в сухую пробирку кристаллик йода. Дно пробирки слегка нагреть в пламени горелки. Затем охладить на воздухе. Наблюдать за изменением цвета и агрегатного состояния возгоняющегося йода при охлаждении.

б) Положить в пробирку несколько кристалликов йода, прилить к ним 5-10 мл воды и сильно взболтать. Отметить цвет жидкости. Хорошо ли растворяется йод в воде? К водному раствору с не растворившимися кристалликами йода добавить несколько капель KI . Записать наблюдения.

в) Испытать растворимость йода в этиловом спирте, для этого 1 кристаллик йода опустить в 1-2мл спирта, налитого в пробирку. Отметить цвет раствора.

г) К 2-3мл сероводородной воды добавлять при взбалтывании равный объем водного раствора йода. Отметить признаки химической реакции взаимодействия между йодом и сероводородной водой. Написать уравнения реакции.

д) В фарфоровой чашке или на асбестовой сетке перемешать немного порошка алюминия или цинковой пыли с мелко растертым йодом. Смочить смесь несколькими каплями воды. Что происходит? Написать уравнение реакции, имея в виду, что вода играет роль катализатора. На основании проведенных опытов сделать вывод о свойствах йода.

Водородные соединения брома и иода (работу проводить в вытяжном шкафу!)

а) Поместить в сухую пробирку 0,5 г KBr и прилить немного 70%-ного раствора H_2SO_4 , осторожно подогреть. Что наблюдается? Чем загрязнен бромоводород, полученный этим способом? Написать уравнения реакций.

б) В пробирку поместить немного KI , добавить к нему (60%-ной) H_3PO_4 и слабо подогреть. Какой выделяется газ? Написать уравнение реакции.

Восстановительные свойства галогеноводородов

В три сухие пробирки положить по 1 г измельченных KCl , KBr и KI и прилить в каждую пробирку по одинаковому объему концентрированной H_2SO_4 . Наблюдать появление белых паров в первый момент во всех трех пробирках. Каков состав выделяющихся веществ? Следить за дальнейшими изменениями веществ в пробирках.

Объяснить происходящие явления. Сравнить восстановительные свойства HBr и HI. Написать уравнения реакций окисления HBr и HI концентрированной серной кислотой. Расположить галогеноводороды в порядке возрастания их восстановительной активности.

Тестовые задания

Вариант № 1

- Для поглощения хлора можно использовать:

а) NaOH	в) NaCl
б) H ₂ SO ₄	г) HCl
- Обычно для получения брома в лаборатории используют реакции:

а) KBr _(тв.) + H ₂ SO _{4(конц.)} →	в) KBr _(тв.) + HBrO _{3(р-р)} →
б) KBr _(тв.) + MnO ₂ + H ₂ SO _{4(конц.)} →	г) KBr _(тв.) + Cl ₂ →
- В свежеприготовленной хлорной воде содержатся соединения хлора:

а) HCl	в) HClO ₄
б) HClO	г) HClO ₃
- Из галогенов пятиосновную кислородсодержащую кислоту образует # # #
- Кислотные свойства в ряду HClO₄ – HBrO₄ – H₅IO₆ # # #
- Установите соответствие между рядами веществ и изменением свойств в них

1) HClO–HClO ₂ –HBrO ₃ –HClO ₃ –HBrO ₄ –HClO ₄	
2) HClO ₄ –HBrO ₄ –H ₅ IO ₆	
3) HClO–NaClO–NaClO ₃ –NaClO ₄	
4) KClO ₄ –HClO ₄ –HClO ₃ –HClO–HClO ₂	

А) уменьшение кислотных свойств
Б) увеличение окислительной активности
В) увеличение кислотных свойств
Г) увеличение устойчивости
- Растворимость галогенидов серебра в ряду AgF – AgCl – AgBr – AgI # # #, потому что # # #.
- Наименее устойчивой из положительных степеней окисления для брома является степень окисления # # #, потому что # # #.
- Слабыми амфотерными свойствами обладает # # # кислота.
- Из перечисленных галогенов равновесие реакции $\text{Г}_2 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{HГ} + \text{HГО}$ наиболее смещено влево для:

а) F ₂	в) Cl ₂
б) Br ₂	г) I ₂

Вариант № 2

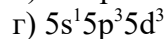
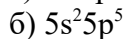
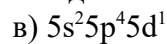
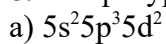
- Для смещения равновесия реакции $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{HCl} + \text{HClO}$ влево следует добавить к хлорной воде:

а) NaCl	в) H ₂ SO ₄
б) NaOH	г) AgNO ₃
- Наиболее сильной кислотой является водный раствор:

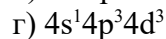
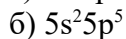
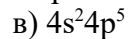
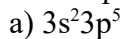
а) фтороводорода	в) бромоводорода
б) хлороводорода	г) иодоводорода
- Из перечисленных хлоридов нерастворимыми в воде являются

а) AgCl	г) HgCl ₂
б) BaCl ₂	д) AlCl ₃
в) RbCl	е) PbCl ₂
- Самой сильной из кислородсодержащих кислот галогенов является # # #
- Наименее устойчивой для галогенов является степень окисления # # #, потому что # # #.
- Способность галогенов к дисмутации в воде в ряду F₂ – Cl₂ – Br₂ – I₂ # # #, потому что # # #.
- Наиболее сильным окислителем в ряду HClO₄ – HBrO₄ – H₅IO₆ является кислота # # #.

8. Конфигурация валентных электронов в атоме иода в пятивалентном состоянии:



9. Конфигурация валентных электронов в атоме брома в основном состоянии:



10. Кислотные свойства в ряду $\text{HClO}_3 - \text{HBrO}_3 - \text{HIO}_3$ # # #

Контрольная работа 8

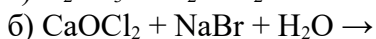
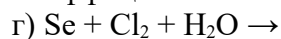
(«Элементы VII А группы (галогены) и их соединения»)

Вариант №1

1. Экспериментально установлено, что KClO_4 разлагается около 400°C , HClO_4 и Cl_2O_7 при нагревании взрываются, разбавленные растворы HClO_4 вполне стабильны. Покажите структуру этих соединений. Как можно объяснить различие в их устойчивости?

2. Объяснить различный характер взаимодействия галогенидов щелочных металлов с H_2SO_4 (конц.). Написать уравнения реакций.

3. Закончите уравнения реакций. Расставьте коэффициенты ионно-электронным методом.



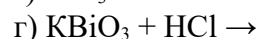
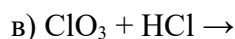
4. Для полного осаждения брома из раствора CaBr_2 объемом 60 мл понадобилось 50 мл 0,1 н. раствора. Определите массу бромида кальция в растворе, молярную и нормальную концентрации этого раствора.

Вариант №2

1. Изобразите электронные формулы строения молекул фтора, фтороводорода, фторида калия. Как образуется связь в молекулах этих веществ?

2. Составьте уравнения химических реакций, показывающие взаимодействие лития с хлором, порошка железа с хлором, взаимодействие хлора с водой и горячим раствором щелочи.

3. Закончите уравнения реакций. Уравняйте ионно-электронным методом.



4. Вычислите массовую долю (%) KClO_3 , если 6,5 г раствора, реагируя с избытком KI в сернокислом растворе, образует 0,635 г йода.

Тема 12. Элементы VI А группы (халькогены) и их соединения

Вопросы для собеседования

1. Распространение кислорода и халькогенов в природе, минералы их содержащие. Открытие элементов.

2. Положение в периодической системе. Структура их атомов. Закономерности в изменении размеров атомов, ионов, энергии ионизации, энергии сродства к электрону, электроотрицательности.

3. Способы получения простых веществ. Закономерности в изменении агрегатного состояния вещества, структуры простых веществ. Как изменяется энергия связи в молекулах и ионах и характер распределения электронов в них?

4. Как изменяется заряд на атоме кислорода и природа химической связи оксидов II и III периодов? Какие параметры оксидов позволяют разделить их на кислотные, основные и амфотерные?

5. Как изменяются физические свойства от кислорода к полонию, чем определяется характер такого изменения? Определите изменение окислительно-восстановительной активности при переходе от кислорода к полонию.
6. Как изменяется растворимость в воде оксидов, сульфидов, селенидов, теллуридов в периодах и группах периодической системы? Гидролиз. Полисульфиды и их структура.
7. Структура водородных соединений. Особые свойства воды. Халькогеноводородные кислоты. Изменение силы кислот и восстановительной активности с увеличением порядкового номера халькогенов. Как изменяются физические свойства этих соединений? Способы получения халькогеноводородов.
8. Кислородные соединения халькогенов. Изменение структуры оксидов с увеличением степени окисления. Растворимость оксидов в воде. Кислородсодержащие кислоты. Изменение их окислительно-восстановительной функции. Тиосерная, надсерная кислоты. Растворимость солей этих кислот в воде. Особые свойства серной кислоты. Олеум. Изменение основности кислот от серы к теллуру.
9. Значение халькогенов и их соединений, их роль в живом организме.

Лабораторная работа

Приборы и посуда.

1) Технохимические весы с разновесом. 2) Аппарат Кипа. 3) Прибор для получения сероводорода: пробирка, пробка с газоотводной трубкой. 4) Штатив с кольцом. 5) Фарфоровая ступка с пестиком. 6) Фарфоровая чашка. 7) Фарфоровый тигель с крышкой. 8) Колба ёмкостью 100мл. 9) Химический стакан ёмкостью 250мл. 10) Стеклянная банка. 11) Кристаллизатор. 12) Воронка. 13) Штатив с пробирками. 14) Фарфоровый треугольник. 15) Щипцы тигельные. 19) Предметное стекло. 20) Лупа. 21) Асбестированная сетка.

Реактивы и материалы.

1) Сера черенковая. 2) Серный цвет. 3) Железо восстановленное. 4) Медь (фольга, стружка), 5) Алюминий, 6) Сульфид железа (II) FeS . 7) Сульфид натрия Na_2S . 8) Сода кальцинированная Na_2CO_3 , 9) Лакмусовая бумажка. 10) Фильтровальная бумага.

Растворы.

1) Соляная кислота HCl (2н. и разб. 1:1), 2) серная кислота H_2SO_4 (2н. пл. 1,112 и пл. 1,84). 3) азотная кислота HNO_3 (пл. 1,412), 4) сульфид аммония $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ (0,5 н.), 5) перманганат калия KMnO_4 (0,1 н.), 6) дихромат калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ (0,5 н, 7) соли бария, цинка, алюминия, марганца, кадмия, свинца и меди (0,5 н.).

Получение пластической серы

Пробирку наполнить до половины ее объема кусочками черенковой серы, укрепить в держателе и очень осторожно нагревать, все время встряхивая. Сера начинает плавиться, образуя желтую, легкоподвижную жидкость. Продолжать медленно нагревать расплавленную серу, наблюдая последующее изменение ее цвета и вязкости. Объяснить наблюдаемые явления. Довести серу до кипения и вылить тонкой струей в кристаллизатор с холодной водой. Если сера при этом загорится, закрыть отверстие пробирки куском асбеста или асбестированной сеткой. Вынуть полученную массу из воды и убедиться в ее эластичности. Сохранить образовавшуюся пластическую серу до конца занятий, чтобы проследить переход аморфной модификации в кристаллическую. Какая модификация серы является наиболее устойчивой при комнатной температуре? Объяснить свойства полученного вещества и происходящие с ним изменения.

Взаимодействие серы с металлами (работу проводить в вытяжном шкафу)

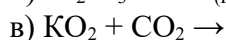
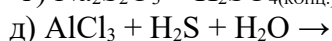
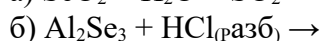
а) *Взаимодействие серы с железом.* Приготовить 3,5 г смеси, содержащей эквивалентные количества серы и железа. Для опыта следует взять порошок восстановленного железа и серы. Рассчитанные количества железа и серы взвесить на технохимических весах, тщательно перемешать стеклянной палочкой. Всыпать полученную смесь в пробирку, укрепить ее вертикально в штативе. Нагреть слегка всю смесь, а затем сильно греть в одном месте у дна пробирки. Как только смесь раскалится, горелку отставить.

Наблюдать за протеканием реакции. Какое вещество образовалось в результате реакции? Отметить его окраску. Написать уравнение реакции.

Какие химические свойства проявляет сера при взаимодействии с металлами?

2. Сравните строение кристаллов кислорода, серы, селена, теллура и полония. Как изменяются температуры плавления и кипения в этом ряду? Чем это объясняется? Какие из перечисленных простых веществ относятся к диэлектрикам, а какие - к полупроводникам?

3. Закончите уравнения реакций и уравняйте ионно-электронным методом:



4. Какой объём SO_2 (н. у.) потребуется для полного обесцвечивания р-ра KMnO_4 объёмом 250 мл, если его молярная концентрация эквивалента составляет 0,1 моль/л?

5. Какие соединения серы называют полисульфидами? Напишите их общую формулу и графические формулы поли- или персульфидов Na_2S_2 , CaS_2 , FeS_2 . Какой из них является природным соединением и как его используют в промышленности?

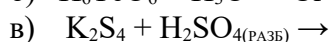
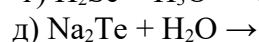
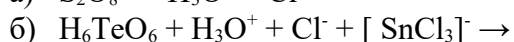
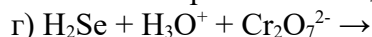
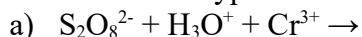
Вариант №2

1. Дайте сравнительную характеристику простых веществ. Почему O_2 газообразен, а остальные – твёрдые вещества?

2. Составьте структурные формулы и дайте названия соединениям следующих рядов: $\text{H}_2\text{SO}_4 - \text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7 - \text{H}_2\text{S}_3\text{O}_{10}$; $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_6 - \text{H}_2\text{S}_3\text{O}_6 - \text{H}_2\text{S}_4\text{O}_6$; $\text{H}_2\text{SO}_4 - \text{H}_2\text{SO}_5 - \text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$. Определите их устойчивость и окислительную активность.

3. Постройте график зависимости от порядкового номера атомного радиуса, первой энергии ионизации и сродства к электрону для атомов р-элементов VI группы.

4. Закончите уравнения реакций и уравняйте ионно-электронным методом:



5. Какая масса KClO_3 , содержащего 8% примесей, необходима для получения 50 л O_2 при 25°C и $1,01 \cdot 10^5 \text{ Па}$?

Тема 13. Элементы V A группы и их соединения

Вопросы для собеседования

1. Определить электронную структуру элементов. Как она меняется? Особенности электронной структуры каждого элемента.

2. Нахождение в природе. В виде каких соединений они встречаются? Способы их получения.

3. Как изменяется структура, агрегатное состояние и реакционная способность простых веществ?

4. Как изменяется окислительно-восстановительная активность простого вещества? Подтвердите это уравнениями реакций и соответствующими расчетами.

5. Особенности структуры водородных соединений, их кислотно-основная и окислительно-восстановительная функции. Как изменяются эти параметры в группе? Чем объясняется такое изменение? Азотистоводородная кислота, ее соли. Особенности структуры, свойства, устойчивость, растворимость солей аммония, фосфония.

6. Особенности взаимодействия металлов и неметаллов с элементами 5 группы, структура образуемых соединений, их реакционная способность, окислительно-восстановительная активность.

7. Галогениды. Особенности их структуры, свойств, реакционной способности, растворимости, окислительно-восстановительной активности.

8. Особенности структуры и свойств оксидов, кислородсодержащих кислот, их окислительно-восстановительная функция. Основания, образуемые элементами V группы. Изменение окислительно-восстановительной функции этих элементов в высшем валентном состоянии кислотообразователя.

9. Особенности структуры и свойства солей кислородсодержащих кислот, изменение их растворимости, термической устойчивости, окислительно-восстановительной активности.

10. Роль элементов V группы и их соединений в природе.

Лабораторная работа

Приборы и посуда.

1) Штатив с лапкой. 2) Горелка. 3) Фарфоровая чашка. 4) Цилиндры или широкие пробирки с пробками (2 шт.). 5) Стеклянные пластинки (2 шт.). 6) Стеклянные палочки (2 шт.). 7) Шпатель.

Реактивы и материалы.

1) Нитрат аммония NH_4NO_3 . 2) Сульфат аммония $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$. 3) Хлорид аммония NH_4Cl . 4) Нитрат калия KNO_3 . 5) Лакмусовая бумажка. 6) Фильтровальная бумага. 7) Лучинка.

Растворы

1) Серная кислота H_2SO_4 (пл. 1,84 и 1:5). 2) Гидроксид натрия NaOH (2 н.) 3) Аммиак водный (25%-ный и 2 н.). 4) Гидроксид кальция $\text{Ca}(\text{OH})_2$ (насыщ.). 5) Хлорид аммония NH_4Cl (насыщ. и 2 н.). 6) Фенолфталеин (спиртовой).

Азот и его соединения

Получение азота и его свойства

Положить в пробирку 2 г измельченного нитрита натрия и прилить 4-5 мл насыщенного раствора хлорида аммония. Закрывать пробирку пробкой с газоотводной трубкой, закрепить в штативе и осторожно нагревать. Через 1-2 мин после начала реакции (почему?) собрать выделяющийся газ в цилиндр (широкую пробирку) над водой. После наполнения цилиндра газом закрыть его стеклянной пластинкой и вынуть из ванны. Написать уравнение реакции разложения нитрита аммония. Объяснить, почему вместо NH_4NO_2 можно пользоваться смесью солей NH_4NO_2 и NH_4Cl .

Охарактеризовать физические свойства азота. В цилиндр (пробирку) с азотом внести горящую лучинку (что происходит?) или влить известковой воды и взболтать. Изменяется ли известковая вода?

Реакция на ион аммония

В пробирку налить немного раствора соли аммония, например NH_4Cl , прибавить 1-2 мл раствора NaOH и нагреть. Поднести к отверстию пробирки, не касаясь ее стенок, смоченные водой красную и синюю лакмусовые бумажки. Цвет какой из них изменился? Написать уравнения реакций. Так как из всех газов только аммиак с водой образует щелочь, то посинение лакмусовой бумажки в парах указывает, что в растворе присутствует ион NH_4^+ . В том случае, когда количество выделяющегося аммиака довольно большое, его можно обнаружить по запаху.

Термическое разложение солей аммония (Опыты проводить в вытяжном шкафу)

а) Положить несколько кристаллов $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ на крышку тигля и нагреть на сетке. При 357°C $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ разлагается, отщепляя аммиак и плавясь; расплавленная масса состоит из смеси гидросульфата и сульфата аммония. Обнаружить выделяющийся аммиак, проделав соответствующий опыт. Написать уравнение разложения сульфата аммония.

б) На крышку тигля поместить несколько кристаллов NH_4NO_3 и осторожно нагреть на сетке при опущенном стекле вытяжного шкафа. Остается ли на крышке тигля какое-либо вещество после разложения всех кристаллов? Написать уравнение реакции и показать переход электронов. Объяснить различное отношение солей аммония к нагреванию.

Возгонка хлорида аммония

Поместив на дно пробирки очень немного NH_4Cl , нагревать его, держа пробирку наклонно. Наблюдать, что образуется на холодных частях пробирки. Определить опытным путем, отличается ли возогнанное вещество по составу от исходного. Написать уравнения реакций.

Кислородные соединения азота

Приборы и посуда.

1) Технохимические весы с разновесом. 2) Штатив с кольцом и лапкой. 3) Горелка. 4) Фарфоровая ступка с пестиком. 5) Фарфоровая чашка. 6) Воронка. 7) Цилиндры (3 шт.). 8) Пробирка с пробкой. 9) Стеклянные пластинки (3 шт.). 10) Изогнутая трубка. 11) Стеклянные палочки (2 шт.). 12) Штатив с пробирками.

Реактивы и материалы.

1) Нитрат натрия NaNO_3 . 2) Хлорид натрия NaCl . 3) Нитрат свинца $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$. 4) Нитрат серебра AgNO_3 . 5) Лед или снег. 6) Стекловолоконная вата. 7) Лакмусовая бумажка. 8) Фильтровальная бумага. 9) Лучинка. 10) Кусочек шерстяной ткани.

Растворы.

1) Азотная кислота HNO_3 (пл. 1,4, 1:1 и 2 н.) 2) Серная кислота H_2SO_4 (пл. 1,84 и 2 н.). 3) Соляная кислота HCl (пл. 1,19, 1:1 и 2 н.). 4) Гидроксид натрия NaOH (2 н.). 5) Аммиак водный (25%-ный). 6) Иодид калия KI (0,1 н.). 7) Перманганат калия KMnO_4 (0,1 н.). 8) Нитрит натрия NaNO_2 (1 н.). 9) Лакмус (или фуксин). 10) Крахмальный клейстер.

Получение и свойства оксида азота (I)

Положить в пробирку немного нитрата аммония и осторожно (почему?) нагреть. К отверстию пробирки поднести тлеющую лучинку

Что наблюдается? Каков состав выделяющегося газа? Отметить его цвет и запах. Написать уравнение реакции.

Свойства азотной кислоты (Работу проводить в вытяжном шкафу)

а) *Разложение при нагревании.* Налить 1-2 мл HNO_3 , полученной в предыдущем опыте, в пробирку и укрепить последнюю вертикально в штативе. Не сильно нагреть кислоту. Внести в пробирку тлеющую лучинку, держа ее щипцами. Что наблюдается? Написать уравнение реакции разложения HNO_3 .

б) *Действие разбавленной азотной кислоты на металлы.* Положить в пробирку немного железных опилок или стружек и прибавить умеренно разбавленной HNO_3 . Какой выделяется газ? Написать уравнение реакции.

В одну пробирку положить кусочек цинка, во вторую - кусочек олова и прилить в обе пробирки сильно разбавленную HNO_3 . В течение нескольких минут жидкость взбалтывать, затем слить раствор с непрореагировавшего металла и доказать наличие в растворе иона NH_4^+ . Написать уравнения реакций.

Разложение нитратов при нагревании

Прокалить в пробирке, закрепленной в штативе, около 1 г NaNO_3 . Наблюдать выделение газа. Доказать, какой выделяется газ и какое вещество остается в пробирке, проделав опыты после ее охлаждения. Написать уравнения реакций. Вспомнить, как при прокаливании разлагается KNO_3 .

Фосфор и его соединения

Приборы и посуда.

1) Технохимические весы с разновесом. 2) Универсальная индикаторная бумага. 3) Водяная баня. 4) Штатив с кольцом и лапкой; 5) Горелка. 6) Фарфоровая ступка. 7) Фарфоровая чашка. 8) Фарфоровая крышка от тигля. 9) Стакан емкостью 100 мл. 10) Щипцы тигельные. 11) Воронки (большая и малая). 12) Штатив с пробирками. 13) Нож. 14) Пинцет. 15) Асбестовая сетка. 16) Стекловолоконная палочка.

Реактивы и материалы.

1) Фосфор (красный). 2) Дигидроортофосфат натрия NaH_2PO_4 . 3) Гидроортофосфат натрия Na_2HPO_4 . 4) Лакмусовая бумажка. 5) Фильтровальная бумага. 6) Вата.

Растворы.

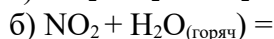
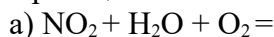
1) Азотная кислота HNO_3 (конц., пл. 1,412 и 2 н.). 2) Серная кислота H_2SO_4 (1:1). 3) Соляная кислота HCl (конц., пл. 1,19 и 4 н.). 4) Ортофосфорная кислота H_3PO_4 (1 н.). 5) Фосфат натрия Na_3PO_4 (1 н.). 6) Дигидрофосфат натрия NaH_2PO_4 (1 н.), 7) Гидрофосфат натрия Na_2HPO_4 (1 н.). 8) Нитрат серебра AgNO_3 (0,1 н.).

Получение оксида фосфора (v) (фосфорного ангидрида)

(Работу проводить в вытяжном шкафу)

В фарфоровую чашку, поставленную на асбестовую сетку, положить 0,4-0,5 г красного фосфора. Над чашкой на небольшом расстоянии (около 0,5 см) от сетки укрепить сухую воронку. Зажечь фосфор накаленной стекловолоконной палочкой. Какое соединение осаждается на

3. При получении азотной кислоты, максимальное использование двуокиси азота достигается в реакции:



4. Восстановительные свойства в ряду $\text{H}_3\text{PO}_2 - \text{H}_3\text{PO}_3 - \text{H}_3\text{PO}_4$

а) увеличиваются

б) сначала увеличиваются, затем уменьшаются

в) сначала уменьшаются, затем увеличиваются

г) уменьшаются

5. Среда раствора гидразингидрата является # # #

6. Пространственная конфигурация молекулы фосфина # # #

7. В ряду: $\text{HF} - \text{H}_2\text{O} - \text{NH}_3$ полярность связи # # #

8. Истинная формула оксида фосфора(III) # # #, потому что # # #.

9. Простое вещество азот существует в виде двухатомной молекулы, так как атомы азота способны образовывать между собой очень прочные # # #

10. Термическое разложение нитратов протекает по-разному в зависимости от свойств катиона соли. Установите соответствие:

1) нитраты металлов средней активности

А) нитриты металлов и кислород

2) нитраты неактивных металлов

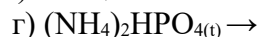
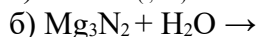
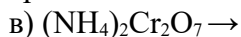
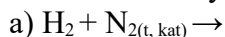
Б) оксиды металлов, оксид азота (IV) и кислород

3) нитраты щелочных металлов

В) металлы, оксид азота (IV) и кислород

Вариант № 2

1. Аммиак получают в результате реакции:



2. Окислительные свойства в ряду $\text{HNO}_3 - \text{H}_3\text{PO}_4 - \text{H}_3\text{AsO}_4 - \text{Sb}_2\text{O}_5 - \text{NaBiO}_3$

а) сначала увеличиваются, затем уменьшаются

в) уменьшаются

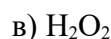
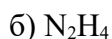
б) сначала уменьшаются, затем увеличиваются

г) увеличиваются

3. Валентный угол в ряду $\text{NH}_3 - \text{PH}_3 - \text{AsH}_3 - \text{SbH}_3$ # # #, потому что # # #.

4. Молекула фосфористой кислоты имеет # # # атома водорода, способных к кислотнo-основному взаимодействию.

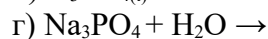
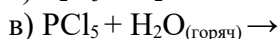
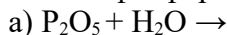
5. Более сильным восстановителем является:



6. Самой сильной из перечисленных кислот является:



7. Метафосфорная кислота получается в результате реакции:



8. Кислотные свойства в ряду $\text{H}_3\text{PO}_2 - \text{H}_3\text{PO}_3 - \text{H}_3\text{PO}_4 - \text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$

а) уменьшаются

в) практически не изменяются

б) увеличиваются

г) изменяются немонотонно,

потому что # # # .

9. Благодаря наличию заполненного 4f-подуровня и ярко выраженного эффекта проникновения 6s-пары, соединения висмута(V) являются сильными # # #.

10. Установите соответствие:

1) фосфористая кислота

А) H_3PO_4

2) фосфорноватистая кислота

Б) H_3PO_3

3) азотная кислота

В) $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_2$

4) азотистая кислота

Г) HN_3

5) азотноватистая кислота (азотистоводородная)

Д) HNO_3

6) азидоводородная кислота

Е) HNO_2

7) ортофосфорная кислота

Ж) H_3PO_2

Контрольная работа 10 («Элементы V A группы и их соединения»)

Вариант №1

1) Опишите структуру NH_2OH и N_2 , основные свойства, способность к ассоциации молекул, самоионизации, к взаимодействию с H_2O и кислотами, к проявлению окислительных и восстановительных свойств. Приведите уравнения реакций.

2) Приведите примеры галогенидов и оксигалогенидов P(V). Опишите их строение. Каковы их кислотно-основные свойства (приведите уравнения реакций)?

3) По уменьшению термической устойчивости безводные нитраты(V) располагаются в следующий ряд: нитраты щелочных металлов ($575\text{-}675^\circ\text{C}$), нитраты щелочно-земельных металлов ($575\text{-}560^\circ\text{C}$), нитраты Co (II), Ni (II), Cu (II); Zn (II) ($270\text{-}350^\circ\text{C}$), Be (125°C), Cr (III) (50°C), HNO_3 (на свету при обычных условиях). Как можно объяснить падение устойчивости в указанном ряду?

Вариант №2

1) Постройте энергетическую диаграмму орбиталей и приведите электронные конфигурации основного состояния молекулы N_2 и молекулярных ионов N_2^{++} и N_2^- . Каковы изменения значений межъядерных расстояний (0,118; 0,1097; 0,125) и энергии диссоциации (842,7; 945,3; 744,8 кДж/моль) в ряду $\text{N}_2^+ - \text{N}_2 - \text{N}_2^-$?

2) Опишите структуры оксидов p-элементов V группы в пятивалентном состоянии, связи, устойчивость, окислительно-восстановительные свойства и кислотную функцию.

3) Приведите примеры реакций, иллюстрирующие окислительные, восстановительные свойства, а также примеры диспропорционирования иона NO_2^- (покажите структуру аниона, связи, устойчивость).

Тема 14. Элементы IV A группы и их соединения

Вопросы для собеседования

1. Рассмотрите электронные конфигурации атомов p-элементов IVA группы. Как изменяются атомные радиусы, энергия ионизации, сродство к электрону с увеличением порядкового номера элемента?
2. Каковы степени окисления элементов IVA группы? Как изменяется устойчивость соединений с различной степенью окисления с увеличением порядкового номера элемента?
3. Распространение элементов в природе. Способы получения простых веществ.
4. Дайте характеристику простым веществам элементов IVA группы. Покажите структуры различных модификаций. Объясните различие физических свойств, имеющих модификаций простых веществ p-элементов IV группы.
5. Покажите влияние структуры простых веществ на химическую активность. Приведите уравнения реакций.
6. Дайте характеристику бинарным соединениям. Как изменяется характер связи и структура соединений с увеличением порядкового номера элемента в периодах? Опишите кислотно-основные свойства данных соединений (отношение к гидролизу, взаимодействие с веществами кислотного и основного характера).
7. Рассмотрите структуру дигалогенидов и тетрагалогенидов элементов IVA группы. Как изменяются физические и химические свойства данных соединений?
8. Водородные соединения элементов IVA группы. Их структура, изменение характера связей, термоустойчивость, окислительно-восстановительная активность, характеристика физических и химических свойств.
9. Рассмотрите структуру сульфидов элементов подгруппы углерода. Их строение, связи, физические и химические свойства.

10. Соединения углерода, кремния, германия с азотом. Псевдогалогены и псевдогалогениды (нитриды, цианиды, тиоцианаты: структура, связи, устойчивость, кислотно-основная функция и т. д.).
11. Особенности структуры и свойств оксидов элементов подгруппы углерода в II-х и IV-хвалентном состоянии. Их устойчивость, окислительно-восстановительные свойства, кислотно-основная функция.
12. Кислородсодержащие кислоты р-элементов IV группы. Их структура, устойчивость, окислительно-восстановительные свойства, кислотно-основные свойства.
13. Особенности структуры и свойства солей кислородсодержащих кислот, изменение растворимости, термоустойчивости, окислительно-восстановительной активности.
14. Роль элементов IVA группы в природе. Их применение.

Лабораторная работа

Приборы и посуда.

1) Технохимические весы с разновесом. 2) Аппарат Киппа (2 шт.). 3) Мерный цилиндр для газов емкостью 100 мл. 4) Горелка. 5) Фарфоровая ступка с пестиком. 6) Цилиндр. 7) Штатив с пробирками. 8) Стеклянная палочка. 9) Трубка с оттянутым концом. 10) Воронка.

Реактивы и материалы.

1) Древесный уголь активированный. 2) Карбонат кальция CaCO_3 . 3) Мрамор (или мел). 4) Карбонат магния MgCO_3 . 5) Гидрокарбонат натрия NaHCO_3 , 6) Карбонат натрия Na_2CO_3 . 7) Спирт этиловый $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$. 8) Лакмусовая бумажка. 9) Вата. 10) Лучинки. 11) Фильтровальная бумага, 12) Стаканы (или банки) емкостью 250 мл (4 шт.).

Растворы.

1) Серная кислота H_2SO_4 (конц., разб. 1:3). 2) Соляная кислота HCl (1:1, 1:4: 2 н.). 3) Гидроксид натрия NaOH (2 н.). 4) Аммиак водный NH_3 (2 М). 5) Карбонат калия K_2CO_3 (2 н.). 6) Гидрокарбонат натрия NaHCO_3 (1 н.). 7) Карбонат натрия Na_2CO_3 (2 н.), 8) Нитрат свинца $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ (0,5 н., 0,01 н.). 9) Иодид калия KI (0,01 н.). 10) Нитрат серебра AgNO_3 (0,1 н.). 11) Гидроксид кальция $\text{Ca}(\text{OH})_2$ (насыщ.). 12) Нейтральный раствор лакмуса. 13) Раствор фуксина, фиолетовых чернил. 14) Сульфид натрия Na_2S (2 н.).

Углерод и его соединения

Адсорбционная способность древесного угля

а) Воду в колбе или стакане слегка окрасить фиолетовыми чернилами или фуксином. Внести в нее мелко измельченный древесный уголь и сильно взболтать. Затем отфильтровать. Как изменился цвет раствора? Дать объяснения.

б) В пробирку с несколькими каплями 0,01 н. раствора нитрата или ацетата свинца (II) внести 1-2 капли 0,01 н. раствора иодида калия. Что наблюдается? Написать ионное уравнение реакции.

В другую пробирку влить 1-2 мл того же раствора соли свинца, добавить в него мелко измельченного активированного древесного угля. Закрыть пробирку пробкой и сильно взболтать. Отфильтровать раствор. В фильтрат внести 1-2 капли 0,01 н. раствора иодида калия. Выпадает ли осадок в этом случае? Объяснить наблюдаемые явления. Чем обуславливается высокая адсорбционная способность древесного угля?

Восстановительные свойства угля

Собрать прибор по рисунку. Небольшое количество оксида меди (II) на листе бумаги перемешать с таким же количеством мелко измельченного древесного угля. Смесь пересыпать в сухую пробирку, укрепленную горизонтально в штативе.

Закрыть пробирку пробкой с изогнутой газоотводной трубкой, конец которой опустить в сосуд с известковой водой. Пробирку сильно нагревать до прекращения выделения газа. Наблюдать за происходящими изменениями. Дать пробирке остыть, рассмотреть ее содержимое, отметить его цвет. Написать уравнение реакции.

Получение и свойства оксида углерода (II)

(Все работы с оксидом углерода (II) проводить в вытяжном шкафу)

а) Собрать прибор по рисунку. В колбу Вюрца поместить 5 г щавелевой кислоты (можно муравьиной), а в делительную воронку налить 12-15 мл концентрированной H_2SO_4 . Небольшими порциями приливать к щавелевой кислоте концентрированную H_2SO_4 и смесь нагревать. Выждав некоторое время, после начала реакции, собрать выделяющийся газ в цилиндр над водой.

Закрывать цилиндр под водой стеклянной пластинкой, вынуть из кристаллизатора и сохранить для следующего опыта.

б) Открыв цилиндр, поджечь собранный в опыте а) газ. Вливать в цилиндр воду, пока весь газ не будет вытеснен. Обратить внимание на цвет пламени. Составить уравнения реакций и его горения. Почему при получении чистого оксида углерода (II) разложением щавелевой его следует пропускать через раствор щелочи?

в) В колбу налить 10-15 мл концентрированной H_2SO_4 , в воронку — 4-6 мл муравьиной кислоты (можно воспользоваться прибором из опыта б а). В тугоплавкую стеклянную трубку положить немного оксида меди (II), в пробирку налить известковой воды.

Осторожно нагреть серную кислоту и по каплям добавлять к ней муравьиную кислоту. Через 2-3 мин, когда прибор будет заполнен оксидом углерода (II), опустить газоотводную трубку в пробирку с известковой водой, нагревать оксид меди (II) и время от времени у отверстия пробирки поджигать непрореагировавший газ. Наблюдать за происходящими явлениями. Написать уравнения реакций. Какую роль выполняет оксид углерода (II) в окислительно-восстановительных процессах?

Получение и свойства оксида углерода (IV)

а) В аппарат Киппа положить кусочки мрамора и налить раствор HCl (1:4). Наблюдать выделение газа. Можно ли использовать для этой цели раствор H_2SO_4 ?

б) Выделяющийся из аппарата Киппа газ пропустить в пробирку с водой, подкрашенной нейтральным раствором лакмуса. Что наблюдается? Написать уравнения реакций, происходящих при получении CO_2 и растворении его в воде. Полученный раствор CO_2 в воде, подкрашенный лакмусом, прокипятить. Изменяется ли цвет? Выразить уравнениями равновесие, существующее в водном растворе оксида углерода (IV). Как сместить это равновесие? Каким способом можно собирать CO_2 ?

Образование солей угольной кислоты

а) В пробирку с известковой водой пропускать в течение 2-3 мин быстрый ток CO_2 . Какие происходят изменения? Написать уравнения реакций. Назвать образующиеся соли. Написать их структурные формулы. Сделать вывод об их растворимости в воде. Полученный раствор оставить для следующего опыта.

б) Раствор, полученный в опыте а), разлить в две пробирки. Одну из них нагреть, в другую добавить известковой воды. Написать уравнения происходящих реакций.

в) Пробирку, наполненную CO_2 и закрытую пробкой, опрокинуть в кристаллизатор с разбавленным раствором $NaOH$, после чего открыть пробку. Объяснить происходящее явление. Написать уравнение реакции.

(После проведения данного опыта тщательно вымыть руки.)

Гидролиз солей угольной кислоты

Испытать действие растворов Na_2CO_3 , $NaHCO_3$, K_2CO_3 на нейтральный раствор лакмуса. Написать уравнения реакций гидролиза в молекулярной и ионной формах. Какая соль в большей степени подвергается гидролизу: Na_2CO_3 или $NHCO_3$? Дать объяснение.

Свойства солей угольной кислоты

а) Испытать отношение к воде и к растворам HCl и CH_3COOH следующих солей: Na_2CO_3 , $MgCO_3$, $CaCO_3$. Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной формах. Объяснить наблюдаемые явления.

б) Испытать отношение к нагреванию $NaHCO_3$, Na_2CO_3 , $CaCO_3$. Для этого небольшое количество солей прокалить в пробирках с газоотводными трубками (опущенными в известковую воду). Наблюдать за происходящими процессами. Написать уравнения реакций.

- а) 11 б) 9 в) 13 г) 15
5. СО является оксидом:
 а) безразличным в) основным
 б) амфотерным г) кислотным
6. Из трех модификаций GeO_2 (гексагональная, тетрагональная, аморфная стекловидная) наименьшей химической активностью обладает # # #
7. Из-за неустойчивости высшего валентного состояния не существует тетрабромида и тетраиодида # # #
8. Сумма коэффициентов в уравнении реакции $\text{SiO} + \text{NaOH} \rightarrow$ равна # # #
9. Установите соответствие между рядами веществ и изменением свойств в них
- | | |
|--|--|
| 1) $\text{CO-SiO-GeO-SnO-PbO}$ | А) увеличение восстановительной активности |
| 2) $\text{H}_2\text{GeO}_3\text{-Sn(OH)}_2\text{-Pb(OH)}_2$ | Б) усиление основных свойств |
| 3) $\text{H}_2\text{CO}_3\text{-H}_2\text{SiO}_3\text{-H}_2\text{GeO}_3\text{-SnO}_2\cdot n\text{H}_2\text{O}$ | В) уменьшение в целом кислотных свойств |
| 4) $\text{CH}_4\text{-SiH}_4\text{-GeH}_4\text{-SnH}_4$ | Г) уменьшение восстановительной активности |
10. Гибридизация атомных орбиталей углерода в графите # # #.

Вариант № 2

1. Для получения углекислого газа в лаборатории обычно используют реакции:
 а) $\text{CaCO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$ в) $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow$
 б) $\text{CaCO}_3 \rightarrow$ г) $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ (t, $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} \rightarrow$
2. Для осушения CO_2 можно использовать:
 а) CaO в) $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})}$
 б) NaOH г) P_2O_5
3. Из перечисленных оксидов в большей степени основными свойствами обладает:
 а) PbO_2 в) GeO_2
 б) SnO_2 г) SiO_2
4. Вследствие высокой полярности связи Э-F тетрафториды олова и свинца в отличие от остальных тетрагалогенидов имеют структуру # # #
5. При пропускании CO_2 через раствор NaOH до слабощелочной реакции образуется соль
 а) Na_2CO_3 ; б) NaHCO_3 .
6. Изoeлектронна молекуле СО молекула:
 а) O_2 ; б) N_2 ; в) F_2 .
7. При сильном прокаливании смеси SiO_2 и Mg образуются:
 а) Si ; б) SiO ; в) MgO ; г) Mg_2Si .
8. Кислотные свойства в ряду $\text{H}_2\text{CO}_3\text{-H}_2\text{SiO}_3\text{-H}_2\text{GeO}_3\text{-SnO}_2\cdot n\text{H}_2\text{O}$
 а) уменьшаются в) изменяются немонотонно,
 б) увеличиваются
 потому что # # #.
9. В ряду тетрагалогенидов углерода и кремния температуры плавления и кипения # # #, потому что # # #.
10. В ряду $\text{CH}_4\text{-SiH}_4\text{-GeH}_4\text{-SnH}_4$ уменьшаются
 а) термическая устойчивость г) восстановительные свойства
 б) энергия связи д) основные свойства
 в) длина связи.

Тема 15. Элементы III А группы и их соединения

Вопросы для собеседования

- Каковы электронные конфигурации атомов элементов III А группы и валентные состояния из них вытекающие? Как изменяются значения атомных радиусов, потенциалов ионизации, энергии сродства к электрону, электроотрицательности? Какие гибридные состояния валентных орбиталей характерны для элементов данного ряда?
- Как изменяется характер связей в соединениях бора, алюминия, галлия, индия и таллия?

3. Сравните распространенность и формы нахождения данных элементов в природе.
4. Какие простые вещества могут быть взяты в качестве восстановителей для получения бора, алюминия, галлия, индия, таллия? Каковы условия протекания данных реакций? Целесообразно ли получение алюминия из оксида химическим способом?
5. Какими способами получают бор особой чистоты? Можно ли таким же образом получать алюминий, галлий, индий, таллий?
6. Сравните химические свойства простых веществ, отметьте сходство и различия.
7. Как изменяется поляризующее действие ионов в ряду от бора к таллию и способность их к гидратации в водном растворе? Почему бор в растворах не образует катионов?
8. Гидриды бора. Определите степень окисления бора в диборане, геометрическую модель молекулы. Как объясняется образование мостиковых связей B–H–B в диборане по методу МО в трехцентровом приближении? Сравните физические и химические свойства гидридов рассматриваемых элементов. Комплексные гидриды.
9. Дайте сравнительную характеристику оксидов бора, алюминия, галлия, индия, таллия. В чем особенности строения оксида алюминия?
10. Оксиокислоты бора. Как борная кислота ионизирует в воде? Какова сила этой кислоты? Что образуется при нагревании ортоборной кислоты? Проявляет ли борная кислота и основные свойства, приведите доказательства этому. Полиборные кислоты и их соли. Почему раствор буры имеет щелочную реакцию. Пербораты. Гидроксид алюминия. Как можно объяснить его амфотерность? Каков характер изменения кислотно-основных свойств от гидроксида алюминия к гидроксиду таллия (III)?
11. Галогениды. Акцепторные свойства атомов бора, алюминия в молекулах тригалогенидов. Охарактеризуйте свойства тетрафтороборной кислоты и тетрафтороборатов. Как изменяются структура и свойства галогенидов элементов IIIA группы в зависимости от природы центрального атома и структуры атома галогена?

Лабораторная работа

Приборы и посуда.

1) Воронка. 2) Стеклянная палочка. 3) Стеклянная палочка с платиновой или нихромовой проволокой. 4) Стакан емкостью 100 мл. 5) Тигельные щипцы. 6) Штатив с пробирками.

Реактивы и материалы.

1) Магний (лента, порошок). 2) Алюминий (пластинки, стружка или опилки). 3) Тетраборат натрия $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ (бура). 4) Борная кислота H_3BO_3 . 5) Сульфат алюминия $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$. 6) Сульфат калия K_2SO_4 . 7) Хлорид натрия NaCl . 8) Лакмусовая бумажка. 9) Фильтровальная бумага. 10) Наждачная бумага. 11) Вата. 12) Органический краситель (например, метиловый фиолетовый).

Растворы.

1) Азотная кислота HNO_3 (конц., пл. 1,41 и 2 н.). 2) Серная кислота H_2SO_4 (конц., пл. 1,84 и 2 н.). 3) Соляная кислота HCl (конц., пл. 1,18 и 2 н.). 4) Гидроксид натрия NaOH (30%-ный и 2 н.). 5) Аммиак NH_3 водный (25%-ный). 6) Тетраборат натрия $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$ (насыщ.). 7) Хлорид кобальта (II) CoCl_2 (конц.). 8) Сульфат алюминия $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ (0,5 н.). 9) Ацетат натрия CH_3COONa (0,5 н.). 10) Хлорид аммония NH_4Cl (насыщ.). 11) Сульфид натрия Na_2S (2 н.). 12) Сульфат хрома (III) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ (конц.).

Бор, алюминий и их соединения

Получение ортоборной кислоты и ее свойства

а) В пробирку с насыщенным раствором тетрабората натрия (буры) осторожно прилить концентрированную H_2SO_4 . Охладить пробирку со смесью под краном. Отметить цвет образующихся кристаллов. Написать уравнение реакции. Объяснить, почему H_2SO_4 вытесняет ортоборную кислоту. Можно ли взять для этой реакции HCl ?

б) Испытать растворимость ортоборной кислоты в воде на холоду и при нагревании. Вывод записать.

в) Небольшое количество ортоборной кислоты растворить в воде и испытать раствор лакмусовой бумагой. Раствор сохранить для опыта д). По изменению окраски лакмусовой бумаги сделать вывод о силе ортоборной кислоты. Вывод подтвердить значением степени диссоциации.

д) В раствор ортоборной кислоты опустить кусочек ленты (или порошка) магния. Какой газ выделяется? Написать уравнение реакции, учитывая, что получается метаборат магния.

е) Накалить в пламени горелки ушко платиновой или нихромовой проволоки, коснуться им растертой в порошок H_3BO_3 и вместе, с прилипшими частицами последней вновь внести его в пламя горелки у края его внешнего конуса. Наблюдать изменение цвета пламени горелки. Отметить и записать в тетрадь получающийся цвет пламени.

Получение эфира ортоборной кислоты (качественная реакция на соединения бора)

В тигель внесите на кончике шпателя кристаллы буры, смочите их конц. H_2SO_4 (пл. 1,84) и налейте 2-3 мл этилового (метилового) спирта. Размешайте смесь стеклянной палочкой и подожгите образовавшийся эфир. Отметьте окраску пламени.

Свойства солей борных кислот

а) Испытать раствор тетрабората натрия (буры) лакмусовой бумагой. Какова редкция среды в растворе? Написать уравнение реакции гидролиза тетрабората натрия.

б) Захватить в ушко платиновой или нихромовой проволоки немного кристаллов тетрабората натрия и ввести в пламя горелки. Наблюдать образование прозрачного стекловидного перла. Написать уравнение реакции, происходящей с тетраборатом натрия при нагревании.

в) Полученный перл тетрабората натрия опустить в пробирку с концентрированным раствором соли кобальта и снова прокалить. Отметить цвет полученного перла. Каков химический состав перла? Какое соединение придает ему характерную окраску?

г) Повторить опыт б). Опустить полученный перл тетрабората натрия в концентрированный раствор соли хрома (III) и снова прокалить. Отметить цвет полученного перла. Какое соединение придает перлу отмеченную в опыте окраску?

Примечание. После опыта платиновую (или нихромовую) проволоку очистить, для чего раздробить перл, промыть проволочку раствором соляной кислоты и прокалить в пламени горелки.

Взаимодействие алюминия со щелочами

Собрать прибор для получения водорода. В пробирку прибора насыпать немного стружек алюминия и прилить 30%-ный раствор гидроксида натрия. Доказать опытным путем, что выделяющийся газ водород. (*Перед поджиганием газа провести проверку H_2 на чистоту.*) Написать уравнение реакции, учитывая, что в реакции принимает участие вода. Каков механизм растворения алюминия в щелочах? Дать название образуемому гидроксокомплексу.

Взаимодействие алюминия с водой

Положить в пробирку немного опилок алюминия и взболтать с 3-5 мл воды. Происходит ли реакция? Дать объяснение. Прокипятить опилки, добавив в пробирку 2-3 мл разбавленного раствора щелочи. Затем слить жидкость, несколько раз промыть опилки водой для удаления щелочи и оставить их постоять с водой. Через некоторое время наблюдать выделение пузырьков газа. Доказать опытным путем, какой газ выделяется. Написать уравнение реакции алюминия с водой. При каком условии возможна эта реакция?

Взаимодействие алюминия с кислотами

(Опыты б) и в) проводить в вытяжном шкафу)

а) Ознакомиться с положением алюминия в электрохимическом ряду напряжений металлов и с величиной нормального электродного потенциала алюминия. Сделать вывод о возможности взаимодействия алюминия с разбавленными растворами HCl и H_2SO_4 . Какие продукты должны получаться в результате реакции?

Проверить правильность сделанного вывода на опытах, для чего в две пробирки положить немного стружек алюминия и прилить в одну пробирку 2 н раствор HCl , в другую —

2 н. раствор H_2SO_4 Сравнить активность взаимодействия алюминия с HCl и H_2SO_4 на холоде. Подогреть пробирки с разбавленными кислотами. Что наблюдается? Какой газ выделяется в обоих случаях на холоде и при нагревании? Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной формах. Указать окислитель и восстановитель в этих реакциях.

б) В пробирку опустить немного стружек алюминия и прилить конц. H_2SO_4 . Осторожно нагреть пробирку. Наблюдать помутнение раствора и объяснить его. Написать уравнение реакции.

в) Кусочек алюминия (предварительно очищенный наждачной бумагой) опустить в пробирку. Прилить немного конц. HNO_3 . Происходит ли растворение алюминия в конц. HNO_3 на холоду? Через несколько минут вылить кислоту из пробирки и осторожно, не встряхивая металла (почему?), промыть его 2-3 раза водой. Затем прилить концентрированной HCl . Наблюдать, происходит ли взаимодействие алюминия с HCl . Сравнить с опытом а. Дать объяснение, что происходит с поверхностью алюминия при действии на нее холодной конц. HNO_3 . Затем слить HCl , промыть металл водой и прилить снова конц. HNO_3 . Осторожно нагреть пробирку. Какой газ выделяется? Написать уравнение реакции алюминия с концентрированной HNO_3 при нагревании.

Получение гидроксида алюминия и исследование его свойств

а) К раствору соли алюминия в пробирке приливать по каплям раствор гидроксида натрия до образования осадка. Каков цвет и характер осадка? Что он собой представляет? Написать уравнение реакции в молекулярной и ионной формах.

б) Разделить осадок на две пробирки и исследовать его отношение к раствору HCl и к раствору $NaOH$. Сделать вывод о химическом характере гидроксида алюминия. Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной формах, имея в виду, что алюминат образуется в форме гидроксокомплекса. Как смещается равновесие диссоциации гидроксида алюминия при добавлении избытка щелочи? Избытка кислоты?

Гидролиз солей алюминия

а) Испытать раствор сульфата алюминия лакмусовой бумагой. Объяснить изменение цвета лакмуса и сделать вывод о силе гидроксида алюминия как основания. Написать уравнения реакций ступенчатого гидролиза сульфата алюминия в молекулярной и ионной формах. Объяснить, почему гидролиз данной соли не идет до конца.

б) К раствору сульфата алюминия прибавить раствор сульфида натрия. Наблюдать выпадение осадка. Полученный осадок отфильтровать, промыть на фильтре водой и разделить на две части. К одной части прилить разбавленной HCl , к другой — раствор $NaOH$. Что происходит? Какой вывод о составе полученного осадка можно сделать на основании этих опытов? Написать уравнения реакций, происходящих между растворами сульфата алюминия и сульфида натрия в водной среде в молекулярной и ионной формах. Образование каких веществ в данных реакциях обуславливает течение гидролиза до конца? Почему? На основании опыта сделать вывод, можно ли получить сульфид и карбонат алюминия в результате обменных реакций в водных растворах.

в) К раствору сульфата алюминия прилить раствор ацетата натрия. Можно ли обнаружить внешние признаки протекания химической реакции?

Прокипятить раствор. Что происходит? Объяснить, какую роль в протекании реакции сыграло кипячение раствора. Написать уравнения реакций между растворами сульфата алюминия и ацетата натрия, в молекулярной и ионной формах. Какое вещество выпадает в осадок?

г) Получить раствор гидроксиалюмината натрия. Затем прилить концентрированный раствор NH_4Cl и нагреть. Что наблюдается? Каков вид и состав осадка? Определить (по запаху), какой газ выделяется. Написать уравнения реакций.

Тестовые задания

Вариант № 1

1. Самый распространенный металл, входящий в состав земной коры – это

в) его валентные электроны сильнее связаны с ядром, вследствие ярко выраженного эффекта проникновения

8. Бор массой 10 г обработали концентрированной азотной кислотой. Выпал белый осадок массой # # #.

9. Бор способен к реакциям комплексообразования, проявляя при этом # # # свойства.

10. Гибридизация атомных орбиталей бора в диборане # # #.

Контрольная работа 11

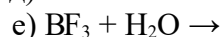
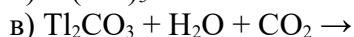
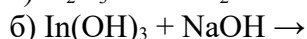
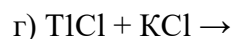
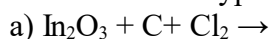
(«Элементы IV А группы и их соединения». «Элементы III А группы и их соединения»)

Вариант №1

1. В оксосоединениях бора (III) среднее межъядерное расстояние d_{BO} в треугольных структурах (BO_3) равно 0,136 нм, а в тетраэдрических (BO_4) – 0,148 нм. Как объяснить различие d_{BO} в структурных единицах (BO_3) и (BO_4)? Опишите строение молекулы H_3BO_3 и кристаллов борной кислоты. В чем особенности ионизации H_3BO_3 в водных растворах? Какова их сила?

2. Опишите строение тетрагалогенидов С. Как изменяются в ряду $\text{CF}_4 - \text{CCl}_4 - \text{CBr}_4 - \text{CI}_4$ $d_{\text{C-Hal}}$, $E_{\text{связи}}$, S°_{298} , ΔG°_{298} , температуры плавления и кипения, термическая устойчивость. Какова химическая активность данных соединений? Уравнения реакций.

3. Закончите уравнения реакций:



4. Дайте характеристику простым веществам элементов IVA группы. Покажите изменения физических и химических свойств, температуры плавления и кипения, $\Delta H_{\text{атом}}$.

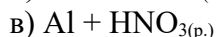
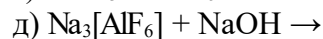
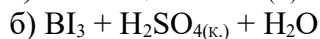
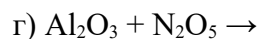
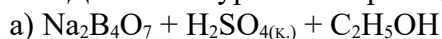
5. Сравните ΔG°_{298} реакций взаимодействия Tl_2O и Tl_2O_3 с водой в расчете на 1 моль $\text{H}_2\text{O}(\text{ж.})$, как изменяются кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов с повышением степени окисления?

Вариант №2

1. Чем объясняется большое разнообразие оксоборатов? Из каких структурных единиц построены ионы состава BO_2 кристаллов NaBO_2 и $\text{Ca}(\text{BO}_2)_2$, если $d_{\text{BO}} = 0,137$ нм? Составьте структурную формулу триметаборат иона (кристалла NaBO_2) и полиметаборат-иона (кристалл $\text{Ca}(\text{BO}_2)_2$).

2. Приведите электронные конфигурации молекулы CN и ионов CN^- и CN^+ . Почему ион CN^- имеет большее межъядерное расстояние по сравнению с молекулой CN. Сравните значения энергии диссоциации и объясните характер их изменения в ряду $\text{CN}^- - \text{CN} - \text{CN}^+$. Почему молекула CN имеет высокое значение сродства к электрону (3,7 эВ) и энергии ионизации (14,2 эВ).

3. Допишите уравнения реакций:



4. Охарактеризуйте соединения элементов IVA группы со степенью окисления +2. Каковы кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства данных соединений. Подтвердите уравнениями реакций.

5. Объясните резкое различие t пл. GaF_3 (1000°C) и GaCl_3 (78°C), InF_3 (1172 °C) и InCl_3 (586°C). Опишите структуры соединений и характер связей.

Тема 16. Элементы I А и II А групп и их соединения

Вопросы для собеседования

1. Почему щелочные металлы мягкие, легко летучие; как изменяется прочность у металлов II группы. Сравните температуры плавления и кипения щелочных и щелочноземельных металлов, в чем причина различия.

2. Какие соседние элементы в рядах щелочных и щелочноземельных металлов должны проявлять наибольшую близость в свойствах, почему? Где они распространены в природе, как их получить?
3. Как изменяются радиусы, энергии ионизации, электродные потенциалы, типы кристаллических решеток у элементов I и II группы?
4. Как изменяются радиусы, энергии ионизации, электродные потенциалы, химическая активность элементов I и II группы по отношению к O_2 ; F_2 ; Cl_2 ; N_2 ; S ; H_2O , кислотам и щелочам? Определите ΔH_{298}^0 ; ΔS ; ΔG образования пероксидов.
5. Что происходит при сгорании простых веществ металлов I и II группы? Чем обеспечена разность в их поведении?
6. Как изменяется растворимость солей элементов I и II группы, с чем связано их поведение? Свяжите это с энергией кристаллической структуры и энергией гидратации нерастворимых солей элементов I группы.
7. Каковы свойства гидроксидов элементов II и I группы, сравните степени их диссоциации, растворимость в полярных и неполярных растворителях. Какой водный раствор: $LiCl$; KCl ; $BaCl_2$; $BeCl_2$ имеет более высокие значения pH?
8. Каковы температуры распада карбонатов, нитратов элементов I и II группы? Как изменяется устойчивость соединений в группах?
9. Как изменяются кислотно-основные свойства галогенидов элементов I и II группы с возрастанием порядкового номера элементов?
10. Сравните растворимость карбонатов и гидрокарбонатов этих элементов. Жесткость воды и способы её устранения.
11. Почему температура разложения $LiBrO_4$ ($200^\circ C$), $NaBrO_4$ ($230^\circ C$), $KBrO_4$ ($275^\circ C$), $RbBrO_4$ ($290^\circ C$) повышается?
12. Какова способность к комплексообразованию у элементов I и II группы? Какова устойчивость комплексных ионов? Внутриклеточные ионы. Гидратированные ионы, их устойчивость.

Лабораторная работа

Приборы и посуда.

- 1) Штатив с лапкой и кольцом. 2) Горелка. 3) Фарфоровая ступка. 4) Фарфоровая чашка. 5) Фарфоровый тигель. 6) Фарфоровый треугольник. 7) Фарфоровая крышка от большого тигля. 8) Тугоплавкая пробирка с газоотводной трубкой. 9) Пипетка. 10) Колба плоскодонная емкостью 100 мл. 11) Стаканы емкостью 100-200 мл (2 шт.). 12) Палочка стеклянная с платиновой проволокой. 13) Палочка стеклянная. 14) Штатив с пробирками. 15) Щипцы тигельные.

Реактивы и материалы.

- 1) Магний (лента и порошок). 2) Кальций (Кусочки). 3) Оксид магния MgO . 4) Карбонат кальция $CaCO_3$ (порошок). 5) Карбонат магния $MgCO_3$ (порошок). 6) Нитрат стронция $Sr(NO_3)_2$. 7) Нитрат бария. 8) Лакмусовая бумажка. 9) Фильтровальная бумага. 10) Лучинки.

Растворы.

- 1) Соляная кислота HCl (2 н.). 2) Серная кислота H_2SO_4 (50%-ная н 2 н.). 3) Гидроксид натрия $NaOH$ (2 н., не содержащий карбоната). 4) Аммиак водный (2 н., не содержащий карбоната). 5) Гидроксид кальция $Ca(OH)_2$ (насыщ.). 6) Хлорид магния $MgCl_2$ (1 н.). 7) Сульфат магния $MgSO_4$ (1 н.). 8) Хлорид аммония NH_4Cl (2 н.). 9) Карбонат натрия $NaCO_3$ (2 н.). 10) Хлорид кальция $CaCl_2$ (1 н.). 11) Хлорид стронция $SrCl_2$ (1 н.). 12) Хлорид бария $BaCl_2$ (1 н.). 13) Сульфат натрия Na_2SO_4 (2 н.). 14) Сульфат кальция $CaSO_4$ (насыщ.). 15) Хлорид бериллия $BeCl_2$ (0,5 н.). 16) Фенолфталеин (спиртовой).

Бериллий и магнии, щелочноземельные металлы и их соединения

Восстановительные свойства металлического магния

- a) *Взаимодействие магния с водой.* Кусочек ленты магния, очищенный наждачной бумагой, опустить в пробирку с дистиллированной водой. Можно ли обнаружить внешние

признаки протекания химической реакции на холоду? Закрепить пробирку в штативе и нагреть небольшим пламенем горелки. Что наблюдается? После остывания пробирки испытать полученный раствор индикатором.

Написать уравнение реакции и отметить, при каких условиях она протекает.

б) *Взаимодействие магния с кислотами.* Ознакомиться по таблице с величиной нормального электродного потенциала магния и сделать вывод о возможности его взаимодействия с разбавленными растворами HCl и H₂SO₄. Проверить сделанные предположения опытным путем. Написать уравнения реакций.

Получение и свойства оксида и гидроксида магния

а) *Получение и свойства оксида магния.* Сжечь кусочек ленты магния над асбестовой сеткой и собрать продукты горения. Каков цвет полученного соединения? Внести порошок оксида магния в пробирку с дистиллированной водой, тщательно размешать стеклянной палочкой и добавить к раствору несколько капель раствора фенолфталеина. Что наблюдается? Написать уравнения реакций.

б) *Получение гидроксида магния.* Налить в две пробирки понемногу раствора какой-нибудь соли магния. Затем одну пробирку добавить раствор гидроксида натрия, в другую — раствор аммиака. Отметить цвет и характер образующихся осадков. Обратит внимание на количество осадков. Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной формах. Дать объяснение, почему количество осадка неодинаково в обеих пробирках. Отметить, концентрация какого иона увеличивается в растворе. Как накопление этого иона влияет на концентрацию иона OH⁻ в растворе аммиака?

Пробирку с осадком сохранить для следующего опыта.

в) *Свойства гидроксида магния.* В пробирку осадком гидроксида магния, полученным в опыте б), прилить раствор хлорида аммония. Что наблюдается? Написать уравнение реакции в молекулярной и ионной формах и объяснить причину растворения осадка. Можно ли растворить осадок гидроксида магния добавлением раствора хлорида натрия?

Получить осадок гидроксида магния. Разделить его на две пробирки.

Испытать отношение осадка к раствору HCl и к избытку раствора NaOH. Сделать вывод о химическом характере гидроксида магния. Написать уравнение реакции.

Взаимодействие кальция с водой.

В пробирку на $\frac{1}{3}$ ее объема налить дистиллированную воду и опустить маленький кусочек кальция. Какой газ выделяется? Почему происходит помутнение раствора? Внести в раствор 1-2 капли раствора фенолфталеина. Что наблюдается? Написать уравнение реакции. Будет ли аналогичная реакция протекать со стронцием и барием?

Получение гидроксидов щелочноземельных металлов

а) К одинаковому количеству растворов CaCl₂, SrCl₂ и BaCl₂, взятых в отдельных пробирках, прилить разбавленный раствор NaOH, не содержащий примеси карбоната. Обратит внимание на количество выпавшего осадка в каждой пробирке. Написать уравнения реакций.

Получение и свойства солей щелочноземельных металлов

а) *Получение и свойства карбонатов щелочноземельных металлов.* Получить в отдельных пробирках карбонаты кальция, стронция и бария из растворов соответствующих солей. Каков вид и цвет осадков? Нагреть содержимое пробирок. Обратит внимание на изменение вида осадков. Прилить во все пробирки разбавленный раствор HCl. Что происходит? Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

б) *Термическая диссоциация карбоната кальция.* Получить CaCO₃. Осадок отфильтровать, промыть и разделить на две порции. Одну порцию растереть с водой в кашицу и испытать ее реакцию на лакмус.

Другую порцию после высушивания положить в фарфоровый тигель и в течение 5-10 мин сильно прокалить в пламени горелки. После, охлаждения тигля его содержимое смешать с водой и испытать лакмусовой бумагой. Что наблюдается? Написать уравнение реакции.

в) *Получение сульфатов щелочноземельных металлов.* Получить в отдельных пробирках сульфаты кальция, стронция и бария из растворов соответствующих солей. Отметить цвет

полученных осадков. Написать уравнения реакций. Испытать отношение осадков к разбавленным растворам HCl и HNO_3 . Дать объяснение наблюдаемым явлениям.

Окрашивание пламени солями кальция, стронция и бария

Очистить платиновую проволоку, опуская ее в HCl и прокаливая в пламени газовой горелки. Затем опустить ее в раствор соли кальция и ввести в бесцветное пламя горелки. Наблюдать окрашивание пламени.

Проделать аналогичный опыт с солями стронция и бария. Записать цвет, в который окрашивают пламя соли щелочноземельных металлов.

Щелочные металлы и их соединения

Приборы и посуда.

1) Штатив с кольцом. 2) Горелка. 3) Мерный цилиндр емкостью 100 мл. 4) Стекланный цилиндр емкостью 150 мл. 5) Термометр на $100\text{ }^\circ\text{C}$. 6) Фарфоровая ступка с пестиком. 7) Фарфоровые чашки небольшие (4 шт.). 8) Фарфоровый тигель. 9) Фарфоровый треугольник. 10) Нож. 11) Пинцет. 12) Железная ложечка с деревянной ручкой. 13) Стакан емкостью 50- 100 мл. 14) Воронка с отрезанным концом. 15) Стекланная палочка с платиновой проволокой. 16) Стекланная палочка. 17) Асбестовая сетка. 18) Стекланная трубка (узкая). 19) Штатив с пробирками.

Реактивы и материалы.

1) Литий, 2) Натрий. 3) Калий. 4) Хлорид натрия NaCl . 5) Хлорид калия KCl . 7) Нитрат натрия NaNO_3 . 6) Нитрат калия KNO_3 . 7) Карбонат калия K_2CO_3 . 8) Карбонат аммония $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$. 9) Сульфид натрия Na_2S . 10) Гашеная известь $\text{Ca}(\text{OH})_2$. 11) Лакмусовая бумажка. 12) Фильтровальная бумага. 13) Лучинки.

Растворы.

1) Аммиак NH_3 водный (25%-ный). 2) Соляная кислота HCl (2 н.). 3) Серная кислота H_2SO_4 (2.н.). 4) Хлорид натрия NaCl (2 н.). 5) Хлорид калия KCl (2 н.). 6) Хлорид лития LiCl (2 н.). 7) Иодид калия KI (0,5 н.). 8) Лакмус. 9) Фенолфталеин (спиртовой). 10) Крахмальный клейстер.

При работе со щелочными металлами соблюдать осторожность! Не брать щелочные металлы руками!

Взаимодействие лития и натрия с кислородом воздуха (Работу проводить за стеклом вытяжного шкафа)

а) В укрепленную на деревянной ручке маленькую железную ложку положить кусочек металлического лития и внести ложку в пламя газовой горелки. Наблюдать плавление металла, а затем через некоторое время его сгорание. Отметить цвет пламени. Написать уравнение реакции, отметить название и цвет продукта реакции. Растворить полученное соединение в небольшом количестве воды и испытать раствор индикатором. Сделать вывод о химическом характере полученного соединения. Написать уравнение реакции.

б) Вынуть пинцетом из банки с керосином кусок металлического натрия, положить на фильтровальную бумагу и отрезать от него ножом кусочек величиной с горошину. Хорошо осушить поверхности фильтровальной бумагой кусочек натрия и поместить в фарфоровый тигель. Поместить тигель в треугольнике на кольце штатива и осторожно нагревать небольшим пламенем горелки до воспламенения натрия, после чего отставить горелку. Какое соединение получилось в результате реакции? Отметить его цвет. Написать его структурную формулу.

Доказать образование пероксид-иона, для чего добавить в тигель по несколько капель раствора KI и 2 н. раствора H_2SO_4 1-2 капли крахмального клейстера. Наблюдать изменение окраски. О чем оно свидетельствует? Написать уравнения происходящих реакций.

Взаимодействие щелочных металлов с водой (Работу проводить за стеклом вытяжного шкафа)

Взять три фарфоровые чашки с водой. Отрезать по маленькому кусочку лития, натрия и калия и, обсушив их фильтровальной бумагой, бросить каждый в отдельную чашку с водой. Наблюдать за ходом реакции через стекло вытяжного шкафа. Защита стеклом необходима ввиду разбрызгивания раствора, происходящего в конце реакции. Отметить, какой из металлов

наиболее активно взаимодействует с водой. Какой газ выделяется? Испытать индикатором полученные растворы. Написать уравнения реакций.

Гидролиз солей щелочных металлов

В четыре пробирки положить порознь по несколько кристалликов KNO_3 , Na_2S , KCl и K_2CO_3 . Прилить по 2-3 мл дистиллированной воды.

Какие соли должны подвергаться гидролизу? Доказать это опытным путем. Написать уравнения реакций гидролиза в молекулярной ионной формах.

Окрашивание пламени солями щелочных металлов

Очищенную путем промывания в HCl и прокаливания платиновую или нихромовую проволоку внести в раствор какой соли калия, а затем в несветящееся пламя газовой горелки. Наблюдать окрашивание пламени. Записать цвет пламени. То же проделать с солями лития и натрия.

Проволоку после каждой соли промывать HCl и прокалывать до полного исчезновения окрашивания пламени.

Тестовые задания**Вариант № 1**

- В ряду щелочных металлов наиболее отрицательное значение электродного потенциала имеет
 - натрий
 - калий
 - рубидий
 - цезий
 - литий
- Электролиз водного раствора $NaCl$ – это способ одновременного получения
 - $NaOH$, Cl_2 , H_2
 - NaH , Cl_2 , O_2
 - Na , O_2 , Cl_2
 - Na , Cl_2 , H_2
- Щелочные металлы (I) и щелочно-земельные металлы (II) имеют кристаллические решетки:
 - I) ОЦК, II) Ve и Mg – ГПУ, Ca и Sr – ГЦК, Ba – ОЦК
 - I) ГПУ, II) ГЦК
 - I) Li – ОЦК, остальные – ГЦК, II) ГЦК
 - I) ГЦК, II) ГПУ
- Гидроксиды щелочных металлов кроме одного плавятся без разложения. Разлагается на оксид и воду при нагревании гидроксид
 - $LiOH$
 - $NaOH$
 - KOH
 - $RbOH$
 - $CsOH$
- Высокой комплексообразующей способностью среди металлов IIА группы обладает ###
- Из щелочных металлов в обычных условиях с азотом реагирует ###
- Сумма коэффициентов в уравнении реакции $Mg(OH)_2 + NH_4Cl \rightarrow$ равна ###
- Температура разложения в ряду $LiBrO_4 - NaBrO_4 - KBrO_4 - RbBrO_4$ ###, потому что ###.
- Сумма коэффициентов в правой части уравнения реакции $KI + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow$ равна ###
- Простым нагреванием $BeCl_2 \cdot 4H_2O$ нельзя получить безводный $BeCl_2$ вследствие сильно протекающего ###

Вариант № 2

- Fr , завершающий IA группу, и Ra , завершающий IIА группу, являются
 - радиоактивными элементами
 - очень мягкими
 - самыми распространенными в природе среди всех s-элементов
 - надежными изоляторами
- Щелочные металлы, а также Ca , Sr , Ba при нагревании в атмосфере аммиака образуют
 - амиды и водород
 - гидриды и азот
 - гидриды и ангидрид HNO_2
 - амиды и азот

3. В ряду сульфатов $\text{BeSO}_4 - \text{MgSO}_4 - \text{CaSO}_4 - \text{SrSO}_4 - \text{BaSO}_4$ растворимость уменьшается. Это связано
- с образованием более прочной кристаллической решетки
 - с уменьшением ионности связи
 - с увеличением ионности связи
 - с уменьшением прочности кристаллической решетки
 - с увеличением структурного соответствия размера катиона и аниона
4. Среди гидроксидов элементов IIА группы амфотерными свойствами обладает ###
5. Сумма коэффициентов в уравнении реакции $\text{Rb}_2\text{O}_2 + \text{CO}_2 \rightarrow$ равна ###
6. На нейтрализацию раствора, полученного после обработки 5 г амальгамы натрия водой, израсходовано 25 мл 2 н соляной кислоты. Массовая доля натрия в амальгаме равна ###.
7. Установите соответствие между частицей и ее пространственной структурой
- | | |
|-------------------------------|--------------------------|
| 1) тетрагидроксобериллат-ион | А) октаэдр |
| 2) катион гексааквамагния | Б) линейная |
| 3) молекула диоксида бериллия | В) тетраэдр |
| 4) катион тетрааквабериллия | Г) незавершенный октаэдр |
8. Сумма коэффициентов в уравнении реакции $\text{LiH} + \text{HCl} \rightarrow$ равна ###
9. Реакция среды в растворе ортофосфата рубидия ###.
10. С холодной водой магний взаимодействует плохо, в горячей воде реакция протекает более активно вследствие ###.

Тема 17. Элементы III В группы и их соединения

Вопросы для собеседования

- Каковы особенности электронной структуры Sc, Y, La, Ac. Какие валентные состояния они проявляют. В чем причина различных степеней окисления. Объясните положение и этих элементов в периодической системе.
- Как изменяются радиусы, потенциалы ионизации, кристаллические структуры веществ с ростом заряда ядра. Какое влияние на свойство РЗЭ и актиноидов оказывает «лантаноидное сжатие». Сравните эти параметры со свойствами бора и алюминия.
- Какова распространенность этих элементов в природе, способы получения РЗЭ и актиноидов. Почему европий встречается в минералах кальция?
- Определите изменение физических свойств простых веществ РЗЭ с возрастанием заряда ядра. Чем объяснить цвет ионов РЗЭ.
- Какова реакционная способность этих элементов, какие ионы образуются в водных растворах, в кристаллических структурах.
- Особенности структуры и свойств галогенидов, оксидов, нитридов, карбидов, гидридов, оксисолей. Как их можно получить в виде гидратов. Можно ли получить безводные соли.
- Комплексные соединения. Их структура, устойчивость.
- Сравните, какой ион Al^{3+} , Sc^{3+} , Y^{3+} , La^{3+} обладает в большей степени кислотными свойствами? Почему? Напишите уравнение реакции.

Вопросы для лабораторной работы в мини группах

- Каковы особенности электронной структуры лантаноидов и актиноидов. Какие валентные состояния они проявляют. В чем причина различных степеней окисления. Объясните положение и этих элементов в периодической системе.
- Как изменяются радиусы, потенциалы ионизации, кристаллические структуры веществ с ростом заряда ядра. Какое влияние на свойство РЗЭ и актиноидов оказывает «лантаноидное сжатие».
- Простые вещества лантаноидов и актиноидов. Изменение физических и химических свойств.
- Кислородсодержащие соединения лантаноидов и актиноидов. Изменение кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств.

5. Координационные числа у ионов РЗЭ и актиноидов, типы комплексных соединений, образованных этими элементами, их устойчивость.
6. В чем причина различной способности к комплексообразованию у ионов РЗЭ и актиноидов.
7. Способы выделения ионов РЗЭ из их смесей. Как отделить актиноиды друг от друга?
8. Соединения лантаноидов и актиноидов больше похожи друг на друга. Почему?
9. Как изменяется рН растворов солей в зависимости от размера иона лантаноидов.
10. Закончите уравнение реакции:
 - а) Гидроксид европия (II) + $H^+ \rightarrow$
 - б) Тетрахлорид урана + $H_2O_2 + H^+ \rightarrow$
 - в) $UO_2^{2+} + H_2O \rightarrow$
 - г) Гидроксид европия (III) + $H^+ \rightarrow$
11. Покажите, что оксиды и гидроксиды лантаноидов (III) по проявлению основных свойств уступают лишь щелочным и щелочноземельным металлам.

Тестовые задания по теме «Элементы III В группы»

Вариант № 1

1. Из перечисленных лантаноидов могут проявлять в соединениях степень окисления +4
 - а) Ce, Pr, Tb, Dy
 - б) La, Ce, Gd, Yb
 - в) Nd, Sm, Tb, Tm
 - г) Pm, Er, Yb, Eu
2. Основные свойства, термическая устойчивость, растворимость в ряду: $La(OH)_3 - Lu(OH)_3$
 - а) не изменяются
 - б) изменяются немонотонно
 - в) увеличиваются
 - г) уменьшаются
3. При термическом разложении гексагидрата нитрата лантана(III) можно получить
 - а) $La(NO_2)_3 + O_2 + H_2O$
 - б) $La + NO_2 + O_2 + H_2O$
 - в) $La_2O_3 + NO_2 + O_2 + H_2O$
 - г) $La + NO + H_2O$
4. Масса (в граммах) фтороцерата(IV) калия $K_2[CeF_6]$, образующегося при сплавлении 6,48 г фторида церия(IV) с 5,8 г фторида калия, если выход продукта составляет 62% от теоретического, равна
 - а) 6,18
 - б) 7,92
 - в) 5,84
 - г) 7,25
5. Из металлов подгруппы скандия не реагирует с водой в обычных условиях
 - а) La
 - б) Ac
 - в) Sc
 - г) Y
6. Сумма коэффициентов в уравнении реакции $EuO + HNO_{3(конц)} \rightarrow$ равна # # #
7. Наибольшей комплексообразующей способностью из d-элементов III В группы обладает # # #
8. Соединения лантаноидов со степенью окисления +2 обладают свойствами # # #
9. Лантаноиды (III) образуют более устойчивые комплексы с лигандами
 - а) монодентантными
 - б) полидентантными
 - в) бидентантными
10. Лантаноиды проявляют сходство в химических свойствах. Причина этого заключается # # #.

Вариант № 2

1. Из перечисленных лантаноидов могут проявлять в соединениях степень окисления +2
 - а) La, Eu, No, Er
 - б) Pr, Pm, Sm, Lu
 - в) Nd, Gd, Dy, Tb
 - г) Sm, Eu, Tm, Yb
2. Реакция протекает по схеме: $UCl_3 + H_2O = U(OH)_2Cl_2 + H_2 + HCl$
 Масса (в граммах) хлорида урана(III), вступившего в реакцию, если образовалось 0,2 л 0,2н раствора HCl, равна
 - а) 137,75
 - б) 156,2
 - в) 119,4
 - г) 123,84
3. Известно, что связь лантаноид-вода в аквакатионах $[Ln(H_2O)_8]^{3+}$ упрочняется при переходе от La к Lu. Степень протолиза аквакатионов в данном ряду

4. Масса циркония (в граммах), полученная при термическом восстановлении 0,36 моль гексафтороцирконата калия металлическим натрием, равна
 а) 43,5 в) 31,9 б) 28,73 г) 27,4
5. Склонность к гидролизу соединений титана в ряду Ti(II) – Ti(III) – Ti(IV)
 а) увеличивается в) изменяется немонотонно
 б) уменьшается г) не изменяется, потому что # # #.
6. Сумма коэффициентов в правой части уравнения реакции $\text{TiO}_2 + \text{HF}_{(\text{конц})} \rightarrow$ равна # # #
7. Потенциал ионизации в ряду Ti – Zr – Hf # # #, потому что # # #.
8. Большие валентные возможности имеет титан по сравнению с остальными элементами, потому что
 а) его валентные орбитали энергетически неравноценны;
 б) атомный радиус небольшой, его валентные электроны прочно удерживаются ядром;
 в) его валентные орбитали энергетически равноценны;
 г) его валентные электроны легко участвуют в образовании связей.
9. Сумма коэффициентов в уравнении реакции $\text{TiO} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц})} \rightarrow$ равна # # #
10. Средние соли титана (IV) сложно получить в водных растворах вследствие активно протекающего # # #.

Вариант № 2

1. Устойчивость низшей степени окисления в ряду титан-цирконий- гафний
 а) увеличивается в) не изменяется
 б) изменяется немонотонно г) уменьшается, потому что # # #.
2. Температуры плавления и кипения в ряду: $\text{TiCl}_4 - \text{TiBr}_4 - \text{TiI}_4$
 а) уменьшаются в) не изменяются
 б) изменяются немонотонно г) увеличиваются, потому что # # #.
3. Комплексообразующая способность соединений титана в ряду: Ti(II) – Ti(III) – Ti(IV)
 а) уменьшается в) увеличивается
 б) изменяется немонотонно г) не изменяется, потому что # # #.
4. Сумма коэффициентов в левой части уравнения реакции $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{TiBr}_3 + \text{HBr} \rightarrow$ равна # # #
5. Титан, цирконий и гафний реагируют с концентрированной серной кислотой. Продукт реакции отличается от остальных у
 а) титана в) гафния б) циркония
6. Элементы IVB группы устойчивы к действию концентрированных серной и азотной кислот, но легко растворяются в слабых плавиковой, щавелевой, уксусной (в присутствии F^-), потому что
 а) создаются условия для образования прочных ацидокомплексов;
 б) покрыты снаружи прочной оксидной пленкой;
 в) имеют прочные кристаллические решетки;
 г) пассивируются в кислотах окислителях.
7. α -Титановая кислота химически # # # активна по сравнению с β -титановой кислотой, потому что # # #.
8. В ряду $\text{TiO} - \text{Ti}_2\text{O}_3 - \text{TiO}_2$ уменьшаются
 а) окислительная активность в) восстановительная активность
 б) основные свойства г) кислотные свойства
9. Восстановительные свойства соединений циркония (III) выражены # # # по сравнению с титаном (III), потому что # # #.
10. Ti в тетрагалогенидах (кроме F) находится в гибридизации # # #.

Тема 19. Элементы V В группы и их соединения

Вопросы для собеседования

1. Какова распространенность ванадия, ниобия и тантала в природе, почему Nb и Ta чаще всего встречаются в одних и тех же минералах? Как получить эти металлы.
2. Как изменяются значения энтальпий плавления и возгонки, температуры плавления и кипения, плотность в ряду металлов V – Nb – Ta. Почему?
3. Можно ли получить эти металлы металлотермически из их соединений. Каких? Почему не всегда можно применить углетермический метод для получения V – Nb – Ta.
4. Какие гидриды образуют ионы V – Nb – Ta и какова структура этих комплексных ионов, окрашены они или нет. Чем это можно объяснить?
5. Определите кислотно-основной характер оксидов и гидроксидов V – Nb – Ta (II). Представьте уравнения реакций, показывающих окислительно-восстановительные свойства их соединений.
6. Какие соединения известны для V(III), чему равно их координационное число. Покажите строение ионов $[\text{VF}_6]^{3-}$, $[\text{V}(\text{OH})_6]^{3-}$, $[\text{V}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$ и молекул V_2O_3 , VF_3 , VBr_3 .
7. Объясните структуру солей для ванадия (III), их свойства, окраску. Как изменяется устойчивость комплексов: $\text{Na}_3[\text{VCl}_6] - \text{K}_3[\text{VCl}_6] - \text{Rb}_3[\text{VCl}_6] - \text{Cs}_3[\text{VCl}_6]$.
8. Как можно получить соединения ванадия (IV) из соединений V(V) и V(III).
9. Каковы кислотно-основные свойства VO_2 . Его взаимодействие с H_2SO_4 , NaOH . Покажите гидролиз $\text{V}(\text{NO}_3)_4$.
10. Каковы оксиды, галогениды, оксогалогениды, комплексы, сульфиды, нитриды, карбиды V – Nb – Ta (V). Каковы их кислотно-основные свойства. Приведите примеры.
11. Каково строение пентагалогенидов V – Nb – Ta, их агрегатное состояние в обычных условиях, их химическая активность, устойчивость, кислотно-основной характер.
12. Какова активность этих элементов по отношению к воде, кислотам, щелочам.
13. Как получить пентаоксиды этих элементов. Какова их структура, свойства.
14. Как изменяются кислотно-основные свойства в ряду:
 $\text{VO} - \text{V}_2\text{O}_3 - \text{VO}_2 - \text{V}_2\text{O}_5$
 $\text{V}(\text{OH})_2 - \text{V}(\text{OH})_3 - \text{VO}(\text{OH})_2 - \text{HVO}_3$
 $\text{VF}_2 - \text{VF}_3 - \text{VF}_4 - \text{VF}_5$.

Лабораторная работа

Приборы и посуда.

- 1) Стеклянная палочка.
- 2) Стакан емкостью 100 мл.
- 3) Штатив с пробирками.

Реактивы и материалы.

- 1) Оксид ванадия (V)
- 2) Цинк гранулированный
- 3) Лакмусовая бумажка.
- 4) Фильтровальная бумага.
- 5) Бензол.
- 6) Фиолетовый лакмус.

Растворы.

- 1) Азотная кислота HNO_3 (конц., пл. 1,41 и 2 н.).
- 2) Серная кислота H_2SO_4 (конц., пл. 1,84 и 2 н.).
- 3) Соляная кислота HCl (конц., пл. 1,18 и 2 н.).
- 4) Гидроксид натрия NaOH (30%- ный и 2 н.).
- 5) Перманганат калия KMnO_4 (5%).
- 6) Иодид калия KI (5%).
- 7) Пероксид водорода (3%).

Ванадий

Получение соединений V(II), V(III), V(IV).

К насыщенному раствору ванадата (V) натрия (или его взвеси в воде) прибавьте концентрированную соляную кислоту и несколько гранул цинка, наблюдайте последовательное изменение окраски раствора от бесцветной через голубую, зеленую к фиолетовой. Часть растворов различных окрасок отделите в пробирки и оставьте до следующих опытов. Напишите уравнения протекающих процессов, имея в виду что ион VO_3^- последовательно восстанавливается в комплексы $[\text{VO}(\text{OH}_2)_5]^{2+}$, $[\text{V}(\text{OH}_2)_6]^{3+}$, $[\text{V}(\text{OH}_2)_6]^{2+}$. Какому комплексу соответствует фиолетовая окраска?

6. В растворы оксохлоридов V, Nb и Ta прилили соляную кислоту и внесли кусочек цинка. Восстановление невозможно в случае # # #.
7. Оксониобаты и оксотанталаты имеют структуру # # #.
8. Из элементов подгруппы ванадия имеет большие валентные возможности # # #, потому что
- атомный радиус велик, валентные электроны слабо удерживаются ядром;
 - имеется энергетическое различие валентных орбиталей;
 - атомный радиус небольшой, валентные электроны прочнее удерживаются ядром;
 - разница в энергии (n-1)d- и ns-орбиталей невелика.
9. Из пентагалогенидов ванадия существует только фторид, потому что # # #.
10. Элементы VB группы, реагируя с кислородом, образуют оксиды состава # # #.

Вариант № 2

1. Наиболее устойчива у ниобия и тантала степень окисления
- +5
 - +2
 - +4
 - +3
2. В большей степени подвергается гидролизу
- VCl₃
 - VCl₅
 - VCl₄
 - VCl₂, потому что # # #.
3. Один из оксохлоридов имеет отличную от других структуру
- VOCl₃
 - TaOCl₃
 - NbOCl₃
4. Для ниобия и тантала характерны соединения кластерного типа в # # # степенях окисления.
5. Сумма коэффициентов в уравнении реакции $V_2O_5 + HNO_{3(конц)} \rightarrow$ равна # # #.
6. V₂O₅ получают из ванадата аммония с массовой долей 25 %. Выход продукта реакции составляет 70 %. Масса ванадата аммония, необходимая для получения 9,1 г оксида ванадия равна # # #. Объем аммиака (н.у.), выделившийся при этом, равен # # #.
7. Соединения ванадия проявляют окислительно-восстановительные свойства в реакциях
- NH₄VO₃ →
 - VCl₂ + HCl_(разб) →
 - V₂O₅ + HCl_(конц) →
 - NH₄VO₃ + KI + H₂SO₄ →
 - VCl₄ + NaOH_(разб) →
 - V₂O₅ + Na₂CO_{3(конц)} →
8. Установите соответствие между веществом и структурным типом его кристаллической решетки
- VO
 - V₂O₃
 - VO₂
 - V₂O₅
- полимерная из октаэдров
 - решетка поваренной соли
 - решетка рутила
 - решетка корунда
9. Электронная конфигурация атома тантала в основном состоянии
- 5d³6s²
 - 5d⁴6s¹
 - 6s²6p³
 - 5d³6s¹6p¹
10. Пентафториды ниобия и тантала имеют структуру # # #, состоящую из # # #.

Контрольная работа 12

(«Элементы III B, IV B, V B групп и их соединения»)

Вариант №1

- Дайте сравнительную характеристику лантанидам и актинидам, какие элементы более реакционноспособны, какие оксиды и гидроксиды более устойчивы. Как изменяется их кислотно-основной характер.
- Как изменяется устойчивость соединений Ti – Zr – Hf в связи с изменением степени окисления этих элементов? Почему?
- Какие процессы возможны при растворении:

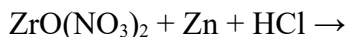
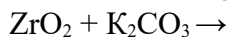
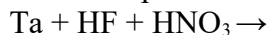
HfCl ₃ + FeCl ₃ →	TaCl ₅ + KI →
V ₂ O ₅ + NaOH →	Nb ₂ O ₅ + H ₂ SO ₄ →
- Какие комплексы образуют V, Nb, Ta. Как изменяется их устойчивость?

5. Какая масса ванадата аммония с массовой долей примесей 25% потребуется для получения 9,1 г оксида ванадия (V)? Какой объем аммиака (н.у.) при этом выделится? Выход продукта реакции составляет 70%.

Вариант № 2

1. Какая соль ScCl_3 , YCl_3 , LaCl_3 , VCl_3 , TiCl_3 имеет больше рН в водном растворе? Почему? Напишите уравнения гидролиза.

2. Что произойдет при взаимодействии



3. Исходя из характерного координационного числа Ti(III) , объясните строение TiF_3 , Ti_2O_3 , TiBr_3 , TiI_3 , TiCl_3 . Почему при обычных условиях TiCl_3 — кристаллическое вещество, в то время как TiCl_4 — жидкость?

4. Определите структуру, устойчивость, свойства галогенидов V, Nb, Ta.

5. Вычислите ΔG°_{298} реакции разложения $\text{NH}_4\text{VO}_3(\text{к})$ с образованием V_2O_5 и газообразных NH_3 и H_2O , если $\Delta H^\circ_{298} = 195,02$ кДж/моль V_2O_5 , $\Delta S^\circ_{298} = 423,86$ Дж/градмоль V_2O_5 . Какой фактор – энтальпийный или энтропийный – определяет направление протекания процесса и почему? Какие условия необходимы для протекания процесса?

Тема 20. Элементы VI В группы и их соединения

Вопросы для собеседования

1. Определите закономерности изменения атомных, ионных радиусов, потенциалов ионизации, энтальпий атомизации, температуры плавления и кипения Cr – Mo – W. Как изменяется устойчивость соединений, в которых эти элементы находятся в разных степенях окисления. Каковы причины этих изменений.

2. Какой из данных элементов больше распространен в природе, какие минералы более удобны для получения из них Cr – Mo – W. Каковы способы получения этих металлов, какой из них более термодинамически выгоден. Какое применение находят эти металлы, а также феррохром, ферромолибден, ферровольфрам.

3. Охарактеризуйте положение Cr – Mo – W в электрохимическом ряду напряжения металлов и предложите реагенты, которые можно использовать для растворения данных металлов, отметьте условия протекания реакций.

4. Какова структура карбониллов Cr – Mo – W и какие практические значения они имеют.

5. Свойства оксидов и гидроксидов Cr – Mo – W(II).

6. Сравните строение октаэдрических комплексов Cr – Mo – W(II), сравните их устойчивость свойства. Почему для структуры некоторых комплексов характерно тетрагональное искажение?

7. Объясните высокую восстановительную активность $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ и сравните ее с активностью $[\text{Mo}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ и $[\text{W}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$.

8. Сравните структуру дигалогенидов Cr – Mo – W. В чем их различие?

9. Какая координация, тетраэдрическая или октаэдрическая, наиболее благоприятна для Cr – Mo – W (III) в их соединениях?

10. Составьте уравнения реакций получения различных комплексов Cr – Mo – W(III). Определите их строение, магнитные свойства, устойчивость и свойства.

11. Сравните способы получения оксидов Cr – Mo – W (III). Почему для получения оксида хрома (III) используют дихромат аммония, а не другие дихроматы или хроматы? Какова роль энтальпийного и энтропийного факторов протекания процессов термического разложения бихромата аммония и является ли он обратимым.

12. Охарактеризуйте кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов Cr – Mo – W (III).

13. Объясните характер изменения температуры плавления, термической устойчивости и окислительной активности в ряду оксидов Cr – Mo – W (III).

14. Как изменяется сила кислот в ряду H_2CrO_4 – H_2MoO_4 – H_2WO_4 .

15. Сравните устойчивость высшей степени окисления и окислительную активность соединений Cr – Mo – W.

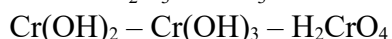
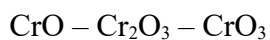
16. Как изменяется и чем объясняется и определяется устойчивость оксоанионов в ряду CrO_4^{2-} – MoO_4^{2-} – WO_4^{2-} .

17. Почему после обработки металлов бихроматом калия увеличивается их коррозионная стойкость?

18. Объясните тот факт, что в лабораторной практике, в качестве сильных окислителей чаще используют дихроматы, а не хроматы?

19. Что называют «хромовой смесью»? На чем основано ее действие и для чего эту смесь используют в лабораторной практике?

20. Как изменяются кислотно-основные свойства одноптичных соединений с повышением степени окисления хрома в рядах:



Выявите характер изменения этих свойств и для аналогичных соединений молибдена и вольфрама. Приведите примеры уравнений реакций.

Лабораторная работа

Приборы и посуда.

1) Штатив с кольцом и лапкой. 2) Горелка. 3) Мерные цилиндры емкостью 10 мл, 25 мл и 100 мл. 4) Фарфоровая ступка с пестиком. 5) Фарфоровая чашка. Воронка. 6) Кристаллизатор. 7) Пипетка. 8) Стаканы емкостью 100 мл (2 шт.). 9) Штатив с пробирками. 10) Фарфоровый треугольник. 11) Асбестовая сетка. 12) Пробка с трубкой для пробирки. 13) Стеклопалочка.

Реактивы и материалы.

1) Цинк (гранул.). 2) Оксид хрома (III) Cr_2O_3 3) Дихромат аммония $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. 4) Нитрат калия KNO_3 . 5) Карбонат калия K_2CO_3 . 6) Дихромат калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. 7) Хромовые квасцы $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$. 8) Бензин. 9) Этиловый спирт $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$. 10) Фильтровальная бумага. 11) Лед. 12) Лакмусовая бумага. 13) Стеклопалочка (или асбест).

Растворы.

1) Серная кислота H_2SO_4 (конц. и 2 н.). 2) Соляная кислота HCl (конц. и 2 н.). 3) Гидроксид натрия NaOH (2 н.). 4) Пероксид водорода H_2O_2 (3%-ный). 5) Сульфид натрия Na_2S . 6) Хлорид бария BaCl_2 (1 н.). 7) Иодид калия KI (0,1 н.). 8) Хромат калия K_2CrO_4 (2 н.). 9) Дихромат калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ (насыщ. и 1 н.). 10) Нитрит натрия NaNO_2 (1 н.). 11) Сульфит натрия Na_2SO_3 (1 н.). 12) Нитрат серебра AgNO_3 (0,1 н.). 13) Сульфат хрома $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ (0,5 н.). 14) Хлорид хрома (III) CrCl_3 (зеленый, 0,5 н.), 15) Бромная вода. 16) Нейтральный раствор лакмуса.

Хром

Образование аквакомплексов хрома (II)

В колбу поместите несколько гранул цинка, прилейте 2-3 мл подкисленного соляной кислотой разбавленного раствора хлорида хрома (III) и тонкий слой ацетона. Объясните изменение цвета раствора. Раствор быстро перелейте в пробирку, закройте пробкой и сохраните.

Получение и свойства оксида хрома (III)

а) Насыпать в пробирку немного измельченного $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ и закрепить ее наклонно в штативе. Отверстие пробирки направить в сторону от себя и от других работающих. Под пробирку положить лист бумаги. Нагреть верхний слой соли до начала реакции и затем нагревание прекратить. Объяснить происходящее явление. Написать уравнение реакции. Указать окислитель и восстановитель в этом процессе.

б) На полученный порошок оксида хрома (III) подействовать водой и разбавленной H_2SO_4 или HNO_3 . Растворяется ли оксид хрома (III) в воде и в разбавленных растворах кислот?

Получение и свойства гидроксида хрома (III)

а) В пробирку с раствором соли хрома (III) прибавлять по каплям раствор гидроксида натрия до образования осадка гидроксида хрома (III). Отметить цвет осадка. Написать уравнение реакции.

б) Разделить осадок на две пробирки. В одну из них добавить разбавленную кислоту, в другую — избыток щелочи. Написать уравнения реакций. Какими свойствами обладает гидроксид хрома (III)? Отметить окраску полученных растворов.

Получение гидратных изомеров хрома (III). Влияние природы лигандов на окраску комплексов

Фиолетовый раствор гексааквахлорида хрома (III) нагрейте, до изменения окраски. Отметьте постепенное восстановление цвета раствора при его охлаждении.

Гидролиз солей хрома

а) К раствору соли хрома (III) добавить нейтральный раствор лакмуса. Объяснить изменение цвета лакмуса. Написать уравнение реакции.

б) К раствору соли хрома (III) добавить раствор сульфида натрия до образования осадка. Полученный осадок отфильтровать и хорошо промыть на фильтре водой. К одной половине осадка в пробирке добавить разбавленную HCl, к другой – раствор щелочи. На основании проделанных реакций сделать вывод, каков состав осадка. Написать уравнения реакций.

в) Раствор гидроксохромата (III), полученный в опыте 2, прокипятить. Объяснить образование осадка гидроксида хрома (III). Написать уравнение реакции. Указать, что сильнее гидролизуется — растворимая соль хрома (III) или гидроксохромат (III). Какое значение имело нагревание?

Окисление и восстановление соединений хрома (III)

а) К раствору соли Cr (III) добавлять раствор NaOH до растворения первоначально появившегося осадка. Полученный раствор разделить на две пробирки. В одну из них добавить 2-3 мл раствора NaOH и 2-3 мл бромной воды, в другую пробирку добавить 2-3 мл раствора NaOH и 2-3 мл 3%-ного раствора H₂O₂. Проследить за изменением окраски в обеих пробирках. Записать соответствующие уравнения реакций.

б) Раствор хлорида хрома (III) подкислить HCl и разделить на две пробирки. (Можно брать и другую соль хрома, но результат опыта будет менее нагляден.) Одну оставить для контроля, в другую поместить 2-3 кусочка цинка, прилить немного бензина и закрыть ее пробкой с газоотводной трубкой, конец которой опустить в воду. Через несколько минут наблюдать изменение цвета раствора. Написать уравнение реакции. Указать, зачем наливается тонкий слой бензина и отводная трубка опускается в воду. Какую роль играет хлорид хрома (III) в этой реакции?

На основании проведенных опытов сделать вывод, какую роль могут играть соединения Cr (III) в окислительно-восстановительных реакциях и какова при этом роль среды?

Получение хромового ангидрида и его свойства

а) Налить в стакан (или пробирку) 3-5 мл насыщенного раствора K₂Cr₂O₇ и приливать понемногу 5-8 мл концентрированной H₂SO₄, охлаждая стакан холодной водой. Отметить цвет выпадающих кристаллов хромового ангидрида. После охлаждения раствора отфильтровать полученные кристаллы на воронке со стеклянным фильтром или асбесте (стеклянной вате). Написать уравнение реакции. Объяснить, почему берется большой избыток H₂SO₄.

б) Часть полученных кристаллов поместить в фарфоровую чашку и облить осторожно из пипетки несколькими каплями спирта. Что наблюдаете? Написать уравнение реакции, учитывая, что образуется оксид хрома (III) и уксусный альдегид (определяется по запаху). Какие свойства проявляет в этой реакции хромовый ангидрид?

в) Несколько полученных в опыте а) кристаллов хромового ангидрида растворить в 2-3 мл воды и добавить раствор KI. Наблюдать изменение цвета раствора. Доказать присутствие иода в растворе. Написать уравнение реакции. Сделать вывод о свойствах хромового ангидрида.

Условия существования в растворе хроматов и дихроматов

К 3-4 мл раствора хромата калия прилить раствор H₂SO₄. Наблюдать изменение окраски. Объяснить происходящее явление. Написать уравнение реакции.

К полученному раствору прилить раствор щелочи. Наблюдать изменение цвета раствора. Объяснить это изменение. Написать уравнение реакции. Наличием каких ионов обусловлены переходы окраски раствора? Какое равновесие устанавливается в водных растворах хроматов и дихроматов? Как влияет среда на сдвиг этого равновесия?

окисления +6 несколько стабилизируется. Какие анионные комплексы образуют Mn – Tc – Re(VI).

12. Охарактеризуйте окислительно-восстановительные свойства иона MnO_4^{2-} и определите условия протекания реакций: окисления и восстановления.

13. Каким типом окислительно-восстановительных процессов сопровождается гидролиз соединений Э(VI). Как будет протекать гидролиз ReF_6 и ReOF_4 .

14. Какое строение имеют оксиды Mn – Tc – Re (VII)? О повышении или понижении устойчивости одноптичных соединений в ряду Mn – Tc – Re(VII) свидетельствует характер изменения энтальпии и энергии Гиббса образования этих соединений, а также их температур плавления.

15. Каковы кислотно-основные свойства бинарных соединений Э(VII)? Какие анионные комплексы соответствуют Mn – Tc – Re (VII)?

16. Объясните изменение устойчивости в ряду KMnO_4 – KTcO_4 – KReO_4 (Используйте значения температур плавления и разложения данных соединений). Какое соединение характеризуется большей устойчивостью KMnO_4 и HMnO_4 . Почему?

17. Как изменяется прочность связи Э–О в ряду MnO_4^- – TcO_4^- – ReO_4^- и чем это объясняется? Как изменяется в этом ряду окислительная активность ионов? Дайте объяснения. В какой среде кислой или щелочной окислительные свойства иона MnO_4^- в наибольшей степени?

18. Как изменяется доля π -связывания в ЭO_4^{n-} с увеличением степени окисления марганца?

19. Как изменяются кислотно-основные свойства одноптичных соединений с повышением степени окисления марганца в ряду:

а) MnO – Mn_2O_3 – MnO_2 – MnO_3 – Mn_2O_7 ,

б) $\text{Mn}(\text{OH})_2$ – $\text{Mn}(\text{OH})_3$ – $\text{Mn}(\text{OH})_4$ – H_2MnO_4 – HMnO_4 . Аналогичные рассуждения проведите для соединений технеция и рения.

20. Обсудите характер изменения в ряду Mn_2O_7 – CrO_3 – V_2O_5 – TiO_2 :

а) температуры плавления, б) растворимости в воде, в) кислотно-основные свойства, г) окислительная активность. Дайте объяснения найденным закономерностям.

Лабораторная работа

Приборы и посуда.

1) Штатив с лапкой. 2) Горелка. 3.) Штатив с пробирками.

Реактивы и материалы.

1) Оксид свинца (IV) PbO_2 (или сурж Pb_3O_4). 2) Оксид марганца (IV) MnO_2 (зерненный). 3) Гидроксид калия KOH. 4) Перманганат калия KMnO_4 . 5) Сульфат марганца $\text{MnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$. 7) Лакмусовая бумага. 8) Лучинка.

Растворы.

1) Азотная кислота HNO_3 (пл. 1,4). 2) Серная кислота H_2SO_4 (пл. 1,84 и 2 н.). 3) Уксусная кислота CH_3COOH (2 н.). 4) Щавелевая кислота $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ (1 н.). 5) Гидроксид натрия NaOH (40%-ный и 2 н.). 6) Сульфат железа (II) FeSO_4 (0,5 н.). 7) Бромид калия KBr (0,5 н.). 8) Перманганат калия KMnO_4 (0,1 н.). 9) Сульфат марганца (II) MnSO_4 (0,5 н.). 10) Сульфит натрия Na_2SO_3 (1 н.). 11) Хлорная вода. 12) Бромная вода.

Марганец и его соединения

Получение гидроксида марганца (II) и его свойства

а) Получить гидроксид марганца (II) из соли Mn (II). Отметить его цвет. Написать уравнение реакции.

б) Часть жидкости с осадком отлить в другую пробирку и оставить стоять на воздухе. Объяснить изменение цвета осадка. Написать уравнение реакции.

в) Испытать отношение полученного в начале опыта осадка к разбавленной кислоте и избытку раствора щелочи. Что происходит? Какой вывод можно сделать о свойствах гидроксида марганца (II)? Написать уравнение реакции.

з) К небольшому количеству осадка гидроксида Mn (II) прилить бромной воды. Что образуется? Какие свойства проявляет гидроксид Mn (II) в этой реакции? Написать уравнение реакции.

Свойства солей марганца (II)

а) К раствору соли Mn (II) прибавить раствор сульфида аммония. Что выпадает в осадок? Каков его цвет? Что происходит с осадком при стоянии на воздухе? Объяснить его изменение. Написать уравнения реакций.

б) Насыпать в пробирку немного оксида свинца (IV) или сурика Pb₃O₄, прибавить 2-3 мл конц. HNO₃ и 1-2 капли раствора сульфата марганца. Смесь нагреть до кипения. После отстаивания отметить цвет раствора. Написать уравнение реакции. Эта реакция используется в аналитической химии для качественного определения соединений марганца.

Какие свойства в опытах а) и б) проявляют соли Mn (II)?

Взаимодействие оксида марганца (IV) с серной кислотой

К небольшому количеству зерненого MnO₂ прилить немного конц. H₂SO₄. Осторожно нагревать пробирку со смесью до интенсивного выделения газа. Доказать, какой выделяется газ. Написать уравнение реакции. Какие свойства в этой реакции проявляет MnO₂?

Свойства перманганата калия

а) *Разложение перманганата калия при нагревании.* Нагреть в пробирке небольшое количество кристаллов перманганата калия. Доказать, какой выделяется газ. Продолжать нагревание до прекращения его выделения. После охлаждения растворить содержимое пробирки в небольшом количестве воды. Какой цвет имеют полученный раствор и осадок? Написать уравнение реакции.

б) *Окислительные свойства перманганата калия.* В три пробирки налить по 1-2 мл раствора перманганата калия и немного разб. H₂SO₄. В первую пробирку добавить раствор Na₂SO₃, во вторую — раствор FeSO₄, в третью – раствор щавелевой кислоты (третью пробирку нагреть). Что наблюдается? Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

К 1-2 мл раствора KMnO₄ добавить воду и затем раствор сульфита натрия. Что происходит? Написать уравнение реакции в молекулярной и ионной формах.

Налить в пробирку немного раствора KMnO₄, добавить к нему концентрированный раствор щелочи, затем раствор сульфита натрия и взболтать. Отметить, как изменился цвет раствора. Затем наблюдать образование осадка. Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

К раствору сульфата марганца (II) в пробирке добавлять по каплям, раствор перманганата калия. Что происходит? Испытать реакцию раствора лакмусовой бумажкой. Написать уравнение реакции.

Объяснить явления, наблюдаемые в опытах. Как влияет реакция среды на восстановлена перманганата калия?

в) *Влияние кислотности среды на скорость окисления.* Налить в две пробирки по 2-3 мл раствора KBr и добавить поровну в первую пробирку разб. H₂SO₄, во вторую – разбавленной CH₃COOH. Добавить в каждую пробирку по 10-15 капель раствора KMnO₄. Отметить одновременно ли наблюдается исчезновение окраски в обеих пробирках. Как влияет кислотность среды на скорость окисления перманганатом калия? Написать уравнения реакций и молекулярной и ионной формах.

Окислительные свойства оксида марганца (VII) (тяга)

На часовое стекло положите несколько кристаллов перманганата калия, осторожно добавьте несколько капель кони, серной кислоты и перемешайте стеклянной палочкой. Небольшое количество смеси перенесите в фарфоровую чашку на кусочек ваты, слегка смоченной спиртом. Наблюдайте загорание спирта. Ни в коем случае нельзя повторять опыт с уже использованной для переноса смеси перманганата калия и кислоты стеклянной палочкой.

Тестовые задания**Вариант № 1**

- Увеличение температуры плавления в ряду Mn_2O_7 – Tc_2O_7 – Re_2O_7 (+6; +120; +301) связано
 - с увеличением полярности связи Э–О
 - с переходом от молекулярной структуры у Mn_2O_7 к полимерной структуре у Re_2O_7
 - с уменьшением ионности связи Э–О
 - с усилением межмолекулярного взаимодействия по мере роста размера молекул.
- Устойчивость K_2MnO_4 в растворе понижается при добавлении
 - NH_4Cl
 - KOH
 - CO_2
 - HCl
- При взаимодействии марганца с разбавленной серной кислотой образуются
 - $MnSO_4$
 - $Mn_2(SO_4)_3$
 - H_2
 - $Mn(SO_4)_2$
- Сумма коэффициентов в уравнении реакции $K_2MnO_4 + HCl_{(конц)} \rightarrow$ равна # # #.
- В ряду $HMnO_4$ – $HTcO_4$ – $HReO_4$ уменьшаются свойства
 - кислотные
 - окислительные
 - восстановительные
 - устойчивость
- Многие соединения технеция и рения в низких степенях окисления имеют структуру # # #
- В ряду $Mn(OH)_2$ – $Mn(OH)_3$ – $Mn(OH)_4$ – $HMnO_4$ кислотные свойства # # #, потому что # # #.
- При взаимодействии марганца с хлором образуется
 - $MnCl_2$
 - $MnCl_3$
 - $MnCl_4$
- Если раствор приобрел зеленую окраску, то восстановление марганцевокислого калия проводилось в среде
 - в кислой
 - в нейтральной
 - в щелочной
- При прокаливании диоксида марганца ($\sim 1000^\circ C$) на воздухе образуется
 - MnO
 - Mn_2O_3
 - Mn_3O_4
 - Mn_2O_7

Вариант № 2

- Электронная конфигурация атома марганца в основном состоянии
 - $\dots 3d^6 4s^1$
 - $\dots 3d^2 4s^2 4p^3$
 - $\dots 3d^5 4s^2$
 - $\dots 4s^2 4p^5$
- Химическое взаимодействие отсутствует в смеси
 - $K_2MnO_4 + CO_2 + H_2O \rightarrow$
 - $KMnO_4 + C_2H_5OH + KOH \rightarrow$
 - $KMnO_4 + H_2C_2O_4 + H_2O \rightarrow$
 - $KMnO_4 + CO_2 + H_2O \rightarrow$
- В отличие от Mn^{7+} при действии H_2S на растворы $HTcO_4$ и $HReO_4$ выпадают осадки Tc_2S_7 и Re_2S_7 . Это экспериментально доказывает, что Tc^{7+} и Re^{7+} являются слабыми # # #
- Восстановление перманганат-иона в зависимости от реакции среды протекает по-разному. Установите соответствие:

1) до Mn^{2+}	А) в щелочной среде
2) до MnO_2	Б) в кислой среде
3) до MnO_4^{2-}	В) в нейтральной среде
- Из элементов VIII группы не встречается в природе # # #
- Установите соответствие между комплексной частицей и ее геометрией

1) диамагнитная молекула фторида-триоксида рения	А) квадрат
2) диамагнитный перманганат ион	Б) искаженный тетраэдр
3) диамагнитный гексацианоренат (III)-ион	В) искаженный октаэдр
4) парамагнитный дифторотетрахлороманганат (IV)-ион	Г) тетраэдр
5) парамагнитный тетрахлороманганат (II)-ион	Д) октаэдр
- Неустойчивы на воздухе гидраты оксидов марганца
 - $Mn(OH)_2$
 - $Mn(OH)_3$
 - $Mn(OH)_4$
- Элементы VII В группы образуют карбонилы состава # # #.

9. Под действием азотной кислоты манганаты диспропорционируют по уравнению $K_2MnO_4 + HNO_3 \rightarrow KMnO_4 + MnO_2 + KNO_3 + H_2O$. Объем раствора HNO_3 ($\rho = 1185 \text{ кг/м}^3$) с $\omega = 30\%$ необходимый для получения 9,48 г $KMnO_4$ равен # # #. Масса образовавшегося диоксида марганца равна # # #.

10. При растворении рения в азотной кислоте или в концентрированной перекиси водорода образуется # # #.

Контрольная работа 13 («Элементы VI В и VII В групп и их соединения»)

Вариант №1

1. Чем можно растворить хром, рений, при каких условиях? На чем основано их различие?
2. Какие вещества образуются при взаимодействии:
 - а) $Na[Cr(OH)_4] + H_2O + H_2SO_4 \rightarrow$
 - б) $ReO_2 + Br_2 + H_2O \rightarrow$
 - в) $WO_3 + KI + H_2SO_4 \rightarrow$
 - г) $WO_3 + KF_{(изб)} \rightarrow$
3. Определить структуру комплексов $[Mn(H_2O)_6]^{2+}$; $[Mn(Cr)_6]^{4-}$; $[WF_8]^{2-}$. Какой из этих комплексов более устойчив?
4. Могут ли иметь отрицательную степень окисления Cr и Mn в своих соединениях; определить их структуру, устойчивость.

Вариант № 2

1. Можно ли получить металлы из Na_2WO_4 ; K_2MnO_4 ; K_2CrO_4 . Термодинамически обосновать.
2. Закончите уравнение реакций:
 - а) $K_2Cr_2O_7 + SnCl_2 + HCl \rightarrow$
 - б) $MnO_2 + H_2SO_4 \rightarrow$
 - в) $MnO_2 + PbO_2 + H_2SO_4 \rightarrow$
 - г) $KIO_3 + MnSO_4 + H_2SO_4 \rightarrow$
3. Определите структуру, координационные числа в соединениях: $Na_2[MnS_4]$; $Na_2[MnO_4]$; $Na_2[WO_4]$; $Na_3[VO_3Cl_3]$; $Na_2[WF_8]$. Какое соединение более устойчиво?
4. Сравните t плавления, кипения Mo, Cr, Mn, Re. Объясните причины такого изменения.

Тема 22. Элементы VIII В группы и их соединения

Вопросы для собеседования

1. Проанализируйте и объясните характер изменения атомных и ионных радиусов, энергии ионизации в зависимости от порядкового номера элемента в рядах Fe – Ru – Os; Co – Rh – Ir; Ni – Pd – Pt.
2. Какова общая закономерность изменения типичных степеней окисления в подгруппах элементов? Какие степени окисления наиболее характерны для Fe – Ru – Os; Co – Rh – Ir; Ni – Pd – Pt.
3. Объясните изменения энтальпии атомизации, температуры плавления и кипения в рядах Fe – Ru – Os; Co – Rh – Ir; Ni – Pd – Pt.
4. Как изменяется значение электродного потенциала $\mathcal{E}^{2+}/\mathcal{E}$ при переходе от железа к осмию, от кобальта к иридию и от никеля к платине.
5. Сравните распространенность металлов VIII группы в периоде, способы их получения; какое применение они находят.
6. Какие реагенты можно использовать для растворения металлов подгрупп железа, кобальта, никеля. При каких условиях протекают эти реакции.
7. Обладают ли металлы семейства железа одинаковой коррозионной устойчивостью на воздухе.
8. При каких условиях получается карбонил железа? Как теория Сиджвика определяет его формулу. Дайте характеристику комплексу.
9. В одинаковой ли степени выражены основные свойства оксида и гидроксида железа (II, III). Чем это объясняется, как влияет на степень гидролиза солей?
10. Охарактеризуйте окислительно-восстановительные свойства соединений железа (II).

11. Как изменяются значения $t_{пл}$ галогенидов железа (II) и чем объясняется их резкое отличие.
12. Сравните структуру и устойчивость различных комплексов железа (II).
13. Опишите строение, сравните устойчивость, $t_{пл}$ оксидов и галогенидов железа (III). Охарактеризуйте их кислотно-основные свойства.
14. Каковы кислотно-основные свойства гидроксида железа (III). В какой форме ионы Fe (III) существуют в кислом и сильнощелочном растворе. Какой состав имеет гидроксид железа (III).
15. Приведите электронную конфигурацию и сравните устойчивость комплексов железа (III). К какому типу соединений относятся гексацианоферраты (III) d-элементов и какова их растворимость.
16. Как влияет на окислительно-восстановительные свойства комплексов железа (II, III) природа лигандов.
17. В каких соединениях железо, рутений и осмий имеют степень окисления +6? Опишите структуру этих анионов. Охарактеризуйте их окислительно-восстановительную активность и сравните окислительные свойства оксоферратов и оксоманганатов.
18. Опишите электронную конфигурацию молекулы ЭО₄. Какова роль π -связывания в их стабилизации.
19. На основании значений температур плавления и кипения, а также образования оксидов рутения, осмия (VIII), сделайте вывод о сравнительной устойчивости степени окисления +8 у рутения и осмия. Какой из данных оксидов проявляет более сильные окислительные свойства?
20. Охарактеризуйте кислотно-основные свойства тетраоксидов рутения и осмия.
21. Приведите примеры соединений кобальта (0), родия (0) и иридия (0). Каково их строение и свойства?
22. Опишите строение оксида, гидроксида и галогенидов кобальта (II). Почему температуры плавления дифторида и дихлорида кобальта резко различаются? Охарактеризуйте кислотно-основные свойства перечисленных соединений.
23. Какие координационные числа наиболее характерны для кобальта (II). Охарактеризуйте магнитные свойства и сравните устойчивость аква-, аммино-, фторо- и хлорокомплексов Co (II).
24. Объясните изменение окраски кристаллогидратов Co(II) при нагревании или под действием водоотнимающих средств.
25. Какова термодинамическая вероятность окисления Co(OH)₂ до Co(OH)₃ кислородом?
26. Объясните особую склонность Co (III) к образованию комплексных соединений. Сравните устойчивость амминокомплекса и этилендиамминокомплекса Co (III). В чем основная причина различия устойчивости этих комплексов?
27. Следующие лиганды: гидроксогруппа, аминогруппа, цианогруппа, расположите в порядке увеличения стабилизации степени окисления кобальта +3.
28. Сравните устойчивость аква- и амминокомплексов кобальта (II) и (III). Какой из них проявляет в наибольшей степени окислительные свойства, какой – восстановительные?
29. Какие комплексные соединения характерны для родия и иридия в трехвалентном состоянии?
30. Опишите структуру оксида, гидроксида и галогенидов иридия (IV). Как последние взаимодействуют с водой?
31. В каких соединениях проявляется степень окисления +6 у иридия и родия. Объясните низкие температуры плавления и кипения этих соединений, охарактеризуйте их окислительно-восстановительные свойства.
32. Опишите строение оксидов и галогенидов металлов подгруппы никеля в двухвалентном состоянии.
33. Сравните структуру, магнитные свойства и устойчивость комплексов никеля (II), палладия (II) и платины (II).
34. Как изменяется способность окисляться в ряду Ni(OH)₂ – Co(OH)₂ – Fe(OH)₂. Будет ли Ni(OH)₂ окисляться на воздухе?

35. В чем заключается принцип транс-влияния, установленный И.И. Черняевым?
 36. Какова электронная конфигурация ионов Э^{4+} и какое координационное число характерно для палладия (IV) и платины (IV)?

Лабораторная работа

Приборы и посуда.

1) Штатив с кольцом и лапкой. 2) Горелка. 3) Фарфоровый тигель с крышкой. 4) Воронка. 5) Стакан емкостью 200 мл. 6) Штатив с пробирками. 7) Широкая пробирка. 8) Фарфоровый треугольник. 9) Толстая стеклянная палочка.

Реактивы и материалы.

1) Железо (опилки, проволока или гвоздь, пластинки). 2) Оксид железа (III) Fe_2O_3 . 3) Гидроксид калия KOH. 4) Сульфат железа (II) FeSO_4 . 5) Хлорид железа (III) FeCl_3 . 6) Нитрат кобальта $\text{Co}(\text{NO}_2)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. 7) Фильтровальная бумага. 8) Лакмусовая бумага. 9) Лучинка.

Растворы.

1) Азотная кислота HNO_3 (дымящая, пл. 1,4 и 2 н.). 2) Серная кислота H_2SO_4 (пл. 1,84; 1:5 и 2 н.). 3) Соляная кислота HCl (пл. 1,19; 1:1; 2 н.; 5%-ный); 4) Уксусная кислота CH_3COOH (2 н.). 5) Гидроксид натрия NaOH (40%-ный и 2 н.). 6) Аммиак водный (2 н.). 7) Сульфид натрия Na_2S . 8) Хлорид аммония NH_4Cl (2 н.). 9) Сульфат железа (II) FeSO_4 (0,5 н., свежеприготовленный). 10) Хлорид железа (III) FeCl_3 (0,5 н.). 11) Хлорид бария BaCl_2 (1 н.). 12) Нитрит калия KNO_2 (2 н.). 13) Гексацианоферрат (II) калия (желтая кровяная соль) $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ (0,5 н.). 14) Гексацианоферрат (III) калия (красная кровяная соль) $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ (0,5 н.). 15) Иодид калия KI (0,1 н.). 16) Перманганат калия KMnO_4 (0,1 н.). 17) Роданид калия KSCN (0,5 н.). 18) Дихромат калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ (0,5 н.), 10) Хлорид кобальта (II) CoCl_2 (0,5 н.). 20) Сульфат меди (II) CuSO_4 . 21) Карбонат натрия Na_2CO_3 (2 н.). 22) Сульфат никеля (II) NiSO_4 (0,5 н.). 23) Ацетат свинца $(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Pb}$ (0,5 н.). 24) Бромная вода.

Железо, кобальт, никель и их соединения

Взаимодействие железа с кислотами (Работу проводить в вытяжном шкафу)

К небольшому количеству железных опилок в отдельных пробирках добавить разбавленные и концентрированные растворы HCl, H_2SO_4 , HNO_3 . Те пробирки, в которых реакция на холоде не идет, нагреть. Наблюдать происходящие явления. Объяснить, почему в некоторых опытах реакция идет лишь при нагревании. Написать уравнения реакций.

Пассивирование и оксидирование железа (Работу проводить в вытяжном шкафу)

В широкую пробирку налить дымящую HNO_3 и внести хорошо очищенную железную проволоку (или гвоздь). Через 1-2 мин осторожно, не касаясь стенок пробирки, вынуть железо из кислоты, промыть его в стакане с водой и внести на несколько секунд в раствор медного купороса. Выделяется ли на нем медь?

Затем сильно ударить толстой стеклянной палочкой по проволоке (или гвоздю) и, снова погрузить металл в раствор медного купороса. Что наблюдаете?

Объяснить, почему после обработки конц. HNO_3 на железе не выделяется медь. Какое значение имеет удар палочкой по железу?

Получение гидроксида железа (II) и его свойства

а) Приготовить раствор сульфата железа (II) из опилок железа, взятых в избытке, и разбавленного раствора H_2SO_4 3-4 мл полученного раствора отлить в пробирку и прилить к нему раствор NaOH. Наблюдать образование осадка гидроксида железа (II) белого цвета. Написать уравнение реакции. Объяснить, почему на воздухе осадок меняет цвет (как?). Написать уравнения реакций.

б) Испытать отношение $\text{Fe}(\text{OH})_2$ к разбавленному раствору HCl и избытку раствора едкой щелочи. Написать уравнение реакции. Какими свойствами обладает гидроксид железа (II)?

Гидролиз солей железа (II)

Раствор соли железа (II) испытать лакмусовой бумажкой. Что наблюдаете? Написать уравнение реакции гидролиза.

Получение солей железа (II)

Получение сульфида железа (II). К раствору сульфата железа (II) прилить раствор сульфида натрия. Что происходит? Написать уравнение реакции. Прилить к содержимому пробирки разбавленный раствор HCl. Что наблюдаете?

Реакция на ион Fe^{2+}

К раствору сульфата железа (II) прилить раствор гексацианоферрата (III) калия — красной кровяной соли. Что наблюдаете? Полученное вещество носит название турнбулевой сини. Написать уравнение реакции.

Получение и свойства гидроксида железа (III)

а) Получить гидроксид железа (III). Отметить его вид и цвет. Испытать отношение $\text{Fe}(\text{OH})_3$ к разбавленным растворам кислот. Написать уравнения реакций.

Свежеосажденный $\text{Fe}(\text{OH})_3$ растворяется частично в горячих конц. растворах щелочей. Написать уравнение реакции.

б) Снова получить осадок $\text{Fe}(\text{OH})_3$, отфильтровать его и промыть на фильтре водой. Затем перенести в фарфоровый тигель и прокалить. Что происходит? Написать уравнение реакции. Какими свойствами обладает гидроксид железа (III)?

Гидролиз солей железа (III)

а) Растворить в воде небольшое количество хлорида железа (III). Определить реакцию раствора лакмусовой бумажкой. Написать уравнение реакции гидролиза.

б) В две пробирки налить по 2-3 мл раствора хлорида железа (III). В одну из них добавить несколько капель конц. HCl . Отметить изменение цвета раствора. Раствор хлорида железа (III) во второй пробирке разбавить водой и нагреть до кипения. Как изменился цвет раствора? Объяснить результаты этих опытов.

в) К раствору хлорида железа (III) прилить раствор соды. Что происходит? Написать уравнение реакции. Как можно доказать, что полученный осадок не является солью угольной кислоты? Указать, какие соли — Fe (II) или Fe (III) — сильнее подвергаются гидролизу, и объяснить почему.

Реакция на ион Fe^{3+}

а) К раствору хлорида железа (III) прилить раствор гексацианоферрата (II) калия — желтой кровяной соли. Что происходит? Полученное вещество называют берлинской лазурью. Написать уравнение реакции.

б) К раствору хлорида железа (III) прилить раствор роданида калия. Отметить цвет полученного раствора роданида железа (III). Написать уравнение реакции.

Окисление соединений железа (II)

Налить в три пробирки по 2-3 мл раствора сульфата железа (II), в каждую из них прилить разб. раствор H_2SO_4 затем добавить в первую пробирку немного конц. HNO_3 и нагреть до кипения, во вторую — бромную воду и в третью — раствор KMnO_4 или $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. Что наблюдаете? Написать уравнения реакций. Какое свойство в этих реакциях проявляет FeSO_4 ? Доказать, что в результате всех трех опытов ион Fe^{2+} окислился в ион Fe^{3+} .

Восстановление соединений железа (III)

а) К раствору FeCl_3 прилить раствор KI . Объяснять изменение цвета раствора. Написать уравнение реакции

Получение ферратов и их свойства

(Опыт а) проводить в вытяжном шкафу)

а) Поместить в пробирку небольшое количество измельченного гидроксида калия (не содержащего карбоната), добавить к нему 3-5 капель раствора FeCl_3 и 2-3 капли брома и нагреть. Отметить цвет образовавшегося феррата калия. Написать уравнение реакции. К полученной смеси прилить воду и разделить, раствор на две пробирки.

б) К раствору феррата калия прибавить раствор BaCl_2 Что происходит? Отметить цвет образовавшегося вещества. Написать уравнение реакции.

в) К раствору феррата калия добавить 2 н. раствор H_2SO_4 . Что происходит? Какой выделяется газ и какое соединение железа находится в растворе. Объяснить наблюдаемые явления. Написать уравнение реакции.

Получение гидроксида кобальта (II) и его свойства

а) К раствору CoCl_2 прилить раствор NaOH . Отметить цвет образовавшейся основной соли кобальта. Раствор с осадком нагреть. Как изменился цвет и состав осадка? Написать

6. С увеличением степени окисления железа в ряду $\text{Fe}(\text{OH})_2 - \text{Fe}(\text{OH})_3 - \text{H}_2\text{FeO}_4$ кислотные свойства ###, потому что ###.
7. В ряду $\text{Fe} - \text{Co} - \text{Ni}$ энтальпия атомизации, температуры плавления и кипения ###, потому что ###.
8. В подгруппах железа, кобальта и никеля с увеличением порядкового номера энтальпия атомизации, температуры плавления и кипения ###
9. Пространственная структура большинства комплексов $\text{Fe}(\text{II})$ и $\text{Fe}(\text{III})$ с лигандами слабого и сильного поля ###
10. Расположите в порядке увеличения стабилизации степени окисления кобальта +3 следующие лиганды:
 1) цианогруппа 2) аминогруппа 3) гидроксогруппа

Вариант № 2

1. В ряду $\text{Fe}^{2+} - \text{Co}^{2+} - \text{Ni}^{2+}$ устойчивость к окислению
 а) увеличивается в) изменяется немонотонно
 б) уменьшается г) не изменяется
2. Сумма коэффициентов в уравнении реакции $\text{NiSO}_4 + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow$ равна
 а) 11 в) 14
 б) 7 г) 9
3. Комплексы кобальта(III) в зависимости от силы поля лигандов могут быть парамагнитными и диамагнитными. Комплексы родия (III) и иридия (III) независимо от силы поля лигандов ##
4. Элементы подгруппы железа образуют карбонилы состава ###
5. Рутений взаимодействует со смесью гидроксида калия и хлората калия. В реакцию вступило 3,24 г рутения, в котором массовая доля примесей 7 %. Масса рутената калия, образовавшегося при этом равна ###.
6. В восьмой группе при переходе от элементов подгруппы железа к подгруппе никеля валентные возможности атомов ###, потому что ###.
7. При взаимодействии кобальта с разбавленной азотной кислотой образуются:
 а) $\text{Co}(\text{NO}_3)_3$ в) H_2
 б) $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$ г) NO
8. Соединения железа (II) проявляют восстановительные свойства. Предложите способы стабилизации данного валентного состояния:
 а) образование нерастворимого гидроксида;
 б) образование комплексов с лигандами слабого поля;
 в) образование комплексов с лигандами сильного поля;
9. Расположите оксиды кобальта в порядке увеличения устойчивости:
 а) Co_3O_4 б) CoO в) Co_2O_3 .
10. Наиболее сильным окислителем является:
 а) перманганат-ион в) феррат-ион
 б) бихромат-ион г) рутенат(VI)-ион

Контрольная работа 14

(«Элементы VIII В группы и их соединения»)

Вариант №1

1. Принято двояким образом подразделять d-элементы VIII группы на: 1) семейства железа и платиновых; 2) триады $\text{Fe}-\text{Ru}-\text{Os}$, $\text{Co}-\text{Rh}-\text{Ir}$, $\text{Ni}-\text{Pd}-\text{Pt}$. Какие факторы кладутся в основу того и другого деления? Ответ обоснуйте, приведя аргументы за и против того и другого деления.
2. Приведите примеры соединений кобальта (0), родия (0) и иридия (0). Каково, их строение и свойства.
3. Какую геометрическую конфигурацию имеют ионы $[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$ и $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$ Чем определяется различие в их строении?

15. Объясните тот факт, что комплексы Au (III) диамагнитны и имеют плоско-квадратное строение. Сравните структуру хлорокомплексов золота (III) и платины (III).
 16. Каковы кислотно-основные свойства бинарных соединений золота (III)?

Лабораторная работа

Приборы и посуда.

1) Водяная баня. 2) Песочная баня. 3) Круглодонная колба.

Реактивы и материалы.

1) Медные стружки. 2) Медная проволока. 3) Цинк (гранул.). 4) Железо восстановленное. 5) Оксид меди (II) CuO. 6) Хлорид меди (II) CuCl₂ 7) Лакмусовая бумажка. 8) Фильтровальная бумага.

Растворы.

1) Азотная кислота HNO₃ (конц., пл. 1,4 и 2 н.). 2) Серная кислота H₂SO₄ (конц., пл. 1,84 и 2 н.). 3) Соляная кислота HCl (конц., пл. 1,10 и 2 н.). 4) Гидроксид натрия NaOH (40%-ный и 2 н.). 5) Хлорид меди (II) CuCl₂ (0,5 н.). 6) Сульфат меди (II) CuSO₄ (0,5 н.). 7) Иодид калия KI (0,1 н.). 8) Глюкоза (10%-ный). 9) Нитрат ртути (II) Hg(NO₃)₂ (2 н.). 10) Карбонат натрия Na₂CO₃ (2н.). 11) Крахмальный клейстер. 12) Нитрат серебра AgNO₃ (0,1 н.). 13) Хлорид олова (II) SnCl₂ (0,5 н.). 14) Бромид натрия NaBr (0,5 н.). 15) Хлорид натрия NaCl (2 н.). 16) Тиосульфат натрия Na₂S₂O₃ (1 н.).

Медь, серебро и их соединения

Получение меди

Восстановление ионов меди из растворов ее солей более активным металлом. Налить в пробирку раствор соли меди (II), опустить в него несколько кусочков металла, способного восстанавливать ионы меди. Наблюдать за изменением окраски раствора и поверхности металла. Объяснить происходящие явления, используя данные таблицы нормальных электродных потенциалов. Написать уравнение реакции.

Свойства меди

а) Взаимодействие меди с кислотами. К небольшому количеству медных стружек прилить в отдельных пробирках разбавленные и концентрированные растворы кислот HCl, H₂SO₄ и HNO₃.

Наблюдать происходящие явления. Те пробирки, в которых реакция не началась, нагреть (*осторожно!*). Со всеми ли кислотами взаимодействует медь? Обратит внимание на окраску раствора. Присутствие какого иона обуславливает эту окраску? Определить по характерному запаху и окраске выделяющиеся в результате реакции газы. Написать уравнения реакций, объяснить подбор коэффициентов. Сделать вывод о восстановительных свойствах меди.

б) Взаимодействие меди с ионами менее активных металлов. Пользуясь электрохимическим рядом напряжений металлов, определить, ионы каких металлов в растворах их солей способны окислять медь.

В раствор нитрата ртути (II) опустить конец медной проволоки, предварительно зачищенной наждачной бумагой. Какие наблюдаются признаки протекания химической реакции? Написать уравнение реакции.

Получение и свойства гидроксида меди (II)

а) Получить осадок гидроксида меди (II). Отметить цвет и характер осадка. Написать уравнение реакции.

б) Доказать экспериментально, что гидроксид меди (II) проявляет амфотерные свойства. Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

в) Получить осадок гидроксида меди. Жидкость с осадком взболтать и нагреть до кипения. Почему изменился цвет осадка? Написать уравнение реакции. Какой вывод можно сделать о термической стойкости гидроксида меди (II)?

Гидролиз солей меди (II)

Испытать лакмусовой бумажкой раствор соли меди (II). Какова реакция среды? Написать уравнение реакции гидролиза.

Получение гидроксида и оксида меди (I)

Из имеющихся в лаборатории реактивов получить осадок гидроксида меди (II). К образовавшемуся осадку добавить избыток раствора щелочи и раствор глюкозы. Смесь хорошо перемешать и нагреть. Образуется сначала осадок гидроксида меди (I), который при более сильном нагревании переходит в оксид меди (I). Отметить окраску гидроксида меди (I) и оксида меди (I). Написать уравнения реакций. Какова роль глюкозы в этой реакции? Какие выводы можно сделать о термической стойкости гидроксида меди (I)?

Получение серебра

Восстановление ионов серебра из растворов его солей более активными металлами. Подобрать (из имеющихся в лаборатории) металлы различной активности, которыми можно восстановить ионы серебра из; растворов сто солей, налить в пробирки раствор соли серебра и опустить металлы. Сравнить скорости происходящих реакций. Дать объяснения, используя данные таблицы нормальных электродных потенциалов. Написать уравнения реакций.

Получение оксида серебра

Из нитрата серебра взаимодействием со щелочью (гидроксидом натрия) получить осадок оксида серебра, отметить цвет и характер осадка. Написать уравнение реакции.

Какой вывод можно сделать о прочности гидроксида серебра? Экспериментально доказать основной характер полученного соединения. Какую кислоту следует брать для доказательства основного характера оксида серебра? Почему?

Галогениды серебра

Получить галогениды серебра. Обратит внимание на характер и цвет полученных соединений. Написать уравнения реакций. Испытать отношение осадков к HNO_3 . Почему галогениды серебра не растворяются в HNO_3 ?

Комплексные соединения серебра

а) Получить осадок оксида серебра, слить с него жидкость и добавить раствор аммиака до полного растворения осадка. Объяснить причину растворения осадка. Написать уравнение реакции. Дать название полученному соединению.

б) Получить осадок хлорида серебра, слить с него жидкость и добавить раствор аммиака до полного растворения осадка. Написать уравнение реакции образования хлорида диаминосеребра.

в) Получить осадки галогенидов серебра. Испытать отношение галогенидов серебра к раствору тиосульфата натрия. Объяснить причину растворения осадков. Написать уравнения происходящих реакций, учитывая, что получающийся комплексный ион является анионом. Дать названия полученным соединениям.

Тема 24. Элементы II В группы и их соединения**Вопросы для собеседования**

1. На основе электронного строения элементов подгруппы цинка, дайте объяснение характеру изменения атомных и ионных радиусов и трёх первых энергий ионизации. Укажите характерные для них степени окисления.
2. Сравните энтальпии образования газообразных цинка, кадмия, ртути и объясните характер изменения в ряду металлов температур плавления и кипения.
3. Как изменяется химическая активность в ряду от цинка к ртути относительно водных растворов кислот и щелочей? Как влияет активность металла на состав продуктов восстановления кислот?
4. Как изменяется активность данных металлов по отношению к кислороду, сере?
5. Что представляют собой амальгамы металлов?
6. По значениям ΔG° оксидов цинка, кадмия и ртути (II) сравните их термическую устойчивость. Каков характер изменения кислотно-основных свойств данных оксидов?
7. Каковы способы получения оксидов цинка, кадмия и ртути (II)?
8. Сравните устойчивость нитратов цинка, кадмия и ртути (II). Что образуется в результате термического разложения этих нитратов?

9. Опишите структуру и пространственную конфигурацию различных комплексов цинка, кадмия и ртути (II). Как изменяется устойчивость хлоро- и иодокомплексов в ряду цинк - кадмий - ртуть (II)?
10. Какие свойства гидроксидов цинка и кадмия позволяют сделать вывод об относительной величине степени гидролиза их солей?
11. Сравните устойчивость аммино- и цианокомплексов кадмия (II).
12. Как относятся к нагреванию оксиды ртути (II) и (I)?
13. Какие соединения ртути называют сулемой, каломелью, киноварью? Каковы окислительно-восстановительные возможности каломели?

Лабораторная работа

Приборы и посуда

- 1) Штатив с кольцом и лапкой. 2) Горелка. 3) Фарфоровая ступка с пестиком. 4) Фарфоровый тигель. 5) Фарфоровая чашка. 6) Воронка. 7) Штатив с пробирками. 8) Нож. 9) Стеклянная палочка. 10) Пипетка.

Реактивы и материалы

- 1) Цинк (гранул., стружки). 2) Цинковая пыль. 3) Железо (порошок). 7) Медь (пластинка). 10) Сульфид железа (II) FeS. 12) Нитрат ртути (II) Hg(NO₃)₂. 4) Нитрат ртути (I) Hg₂(NO₃)₂. 16) Фильтровальная бумага. 17) Лакмусовая бумажка. 18) Лучинка.

Растворы

- 1) Азотная кислота HNO₃ (2 н., 1:1 и пл. 1,4). 2) Серная кислота H₂SO₄ (2 н. и пл. 1,84). 3) Соляная кислота HCl (2 н., 1:1 и пл. 1,19). 4) Уксусная кислота CH₃COOH (2 н.). 5) Гидроксид натрия NaOH (2 н.). 6) Хлорид аммония NH₄Cl (насыщ.). 7) Сульфид натрия Na₂S (0,5 н.). 8) Нитрат калия KNO₃ (0,5 н.). 9) Сульфат кадмия CdSO₄ (0,5 н.). 10) Сульфат цинка ZnSO₄ (0,5 н.). 11) Хлорид цинка ZnCl₂ (0,5 н.). 12) Нитрат кобальта (II) Co(NO₃)₂ (0,5 н.). 13) Карбонат натрия Na₂CO₃ (2 н.). 14) Ацетат натрия CH₃COONa (2 н.). 15) Сульфат меди (II) CuSO₄ (2 н.). 16) Иодид калия KI (0,1 н.). 17) Нитрат ртути (II) Hg(NO₃)₂ (2 н.). 18) Нитрат ртути (I) Hg₂(NO₃)₂ (2 н.). 19) Нейтральный раствор лакмуса.

Цинк, кадмий, ртуть и их соединения

Взаимодействие цинка с кислотами (Работу проводить в вытяжном шкафу)

В шесть пробирок поместить по кусочку гранулированного цинка и подействовать в отдельности разб. и конц. растворами кислот HCl, H₂SO₄ и HNO₃. Наблюдать происходящие явления. Нагреть те пробирки, в которых на холоде не началась реакция. После растворения цинка в разб. HNO₃, доказать присутствие ионов аммония в полученном растворе. Написать уравнения реакций. Составить схему. Подобрать коэффициенты.

Взаимодействие цинка с щелочами

Поместить в пробирку немного цинковых стружек и прилить концентрированный раствор щелочи. Нагреть. Наблюдать выделение газа. Доказать опытным путем, что выделяющийся газ водород. Объяснить механизм происходящих реакций. Написать уравнения реакций.

Получение и свойства гидроксида цинка

Из имеющихся в лаборатории реактивов получить гидроксид цинка. Отметить цвет и характер осадка. Доказать опытным путем, что гидроксид цинка обладает амфотерными свойствами. Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

Получение сульфида цинка

Получить осадок сульфида цинка. Объяснить наблюдаемые явления. Написать уравнения реакций.

Гидролиз солей цинка

а) Испытать раствором нейтрального лакмуса реакцию среды растворов сульфата цинка и хлорида цинка. Написать уравнения реакций гидролиза.

а) 20 в) 25 б) 14 г) 18

10. Пространственная структура комплексов меди (II) – искаженный октаэдр или плоский квадрат. Это связано с проявлением эффекта # # #.

Тема 25. Элементы VIII A группы

Вопросы для собеседования

1. Охарактеризуйте положение инертных газов в периодической системе.
2. Какова электронная конфигурация атомов этих элементов. Как изменяются атомные радиусы, энергия ионизации, электроотрицательность в подгруппе. Сравните эти показатели с элементами побочной подгруппы.
3. Нахождение в природе. Получение благородных газов.
4. Объясните структуру простых веществ инертных газов. Каковы физические свойства.
5. Реакционная способность благородных газов. Соединения ксенона, их структура и свойства.

Перечень вопросов и заданий, выносимых на экзамен

I семестр

1. Что называют коэффициентом экранирования, полным и эффективным зарядом ядра? В каком соотношении они находятся друг к другу?
2. Волновая функция, ее физический смысл. Радиальная и угловая составляющие волновой функции. Нарисуйте график радиального распределения электронной плотности р-орбиталей 2, 3 и 4 уровней.
3. Что означает термин «проникновение» и почему это важно для понимания относительных энергий s-, p-, d- и f-электронов с одним и тем же главным квантовым числом.
4. Применимо ли понятие траектории движения к микрочастицам? Чем это определяется и какое понятие его заменяет?
5. В каких случаях геометрическая конфигурация молекул, определяемая типом гибридизации, реализуется: а) полностью; б) не полностью? Примеры.
6. Какое влияние оказывает неподеленная электронная пара на углы между связями? Покажите влияние разности электроотрицательности на величину валентного угла на примере молекул H_2O , OF_2 .
7. Как изменяются магнитные свойства и кратность связи молекул элементов 2 периода ПСМ?
8. $BaCl_2$ в водных растворах диссоциирует полностью, а $HgCl_2$ почти не диссоциирует. Объясните это различие в свойствах солей.
9. Чем объяснить, что перманганат способен в растворах с $pH=5-6$ окислять иодиды (но не бромиды и хлориды), а в растворах с $pH=3-5$ иодиды и бромиды (но не хлориды) и только в растворах с $pH=1-3$ хлориды?
10. Почему литий, металл химически менее активный, чем натрий и калий, в ряду напряжений стоит впереди этих двух металлов?
11. Используя значения стандартных окислительно-восстановительных потенциалов, дайте ответ на вопрос: нитрат железа (II) или железа (III) образуется при взаимодействии железа с азотной кислотой. Напишите уравнение реакции.
12. Что является более сильным окислителем и почему $HClO$ или $NaClO$, $NaClO$ или $NaIO$, $NaClO$ или $NaClO_4$.
13. Почему в качестве окислителя используется хром (VI) в составе иона $Cr_2O_7^{2-}$, а не в составе иона CrO_4^{2-} , и почему окисление хрома (III) до хрома (VI) проводится в щелочной среде?
14. Покажите на примерах и объясните, как изменяются окислительно-восстановительные свойства соединений, элемента в зависимости от различных факторов.
15. Почему однотипные по атомному составу молекулы CO_2 и SO_2 или BCl_3 и PCl_3 имеют разную геометрическую конфигурацию?
16. Определите тип гибридизации АО центрального атома в частицах: BO_2^- , SiF_2 , SO_2F_2 , ClO_2^- .

17. Определите тип гибридизации и геометрическую структуру: NF_3 , PH_3 , NO_2^- , PO_4^{3-} .
18. Одинакова или различна геометрическая конфигурация молекул и ионов: а) CO_3^{2-} и SO_3^{2-} ; б) BF_3 и PF_3 ; в) SO_3 и SO_3^{2-} .
19. Опишите пространственное расположение атомов в молекулах: N_2O , COF_2 , H_2SO_4 , ICl_3 .
20. В каких случаях геометрическая конфигурация молекул, определяемая типом гибридизации, реализуется: а) полностью; б) неполностью? Приведите примеры.
21. Определите тип гибридизации АО частиц: COS , COCl_2 , CF_4 , $[\text{SiF}_6]^{2-}$.
22. Какое влияние оказывает неподеленная электронная пара на углы между связями? Покажите влияние разности электроотрицательности на величину валентного угла на примере молекул H_2O , OF_2 .
23. Одинакова или различна геометрическая конфигурация молекул и ионов: а) SO_3 и ClO_3^- ; б) CO_2 и ClO_2^- ; в) BF_3 и PF_3 .
24. Определите тип гибридизации АО центрального атома в частицах: BO_2^- , SiF_6^{2-} , SO_2F_2 , ClO_2^- , NF_3 , NO_2^- , PH_3 , PO_4^{3-} .
25. Составить энергетическую диаграмму МО гидрида лития. Какие орбитали в ней являются связывающими, а какие несвязывающими?
26. Как изменяются магнитные свойства и кратность связи молекул элементов 2 периода ПСМ?
27. Чем определяется относительное энергетическое положение σ_{px}^{cb} и π_{py}^{cb} , π_{pz}^{cb} –МО? На основании каких экспериментальных данных решается вопрос о том, находятся ли два электрона σ_{px}^{cb} –МО или один из них на π_{py}^{cb} , а другой на π_{pz}^{cb} .
28. Составьте энергетическую диаграмму молекулы фтороводорода. Почему возможно образование молекулярной орбитали за счет АО с различным значением главного квантового числа?
29. Пользуясь схемой МО определите порядок связи в NO^- , NO и NO^+ . Для какой из них следует предсказать наименьшую длину связи?
30. Объясните, почему удаление электрона из молекулы кислорода делает связь в ней более прочной, тогда как удаление электрона из молекулы азота ослабляет в ней связь.
31. Сравните устойчивость молекул и молекулярных ионов: O_2^{2-} , O_2^- , O_2 , O_2^+ .
32. Сравнить кратность, энергию связи и магнитные свойства частиц CO^+ , CO и CO^- ; CN^+ и CN^- .
33. Температура плавления NaF 997°C , MgF_2 1398°C , AlF_3 1040°C , SiF_4 -90°C , PF_5 -94°C , SF_6 -56°C . Объяснить наблюдаемую зависимость и резкое различие температур плавления фторида алюминия и фторида кремния, считая, что полярность связи равномерно уменьшается от фторида натрия к фториду серы.
34. BaCl_2 в водных растворах диссоциирует полностью, а HgCl_2 почти не диссоциирует. Объясните это различие в свойствах солей.
35. Какое свойство иона Ag^+ влияет на устойчивость его соединений, которые на свету легко разлагаются с выделением металлического серебра (оксид серебра, галогениды и другие)?
36. Температура плавления CaI_2 575°C , температура плавления CdI_2 388°C , радиусы ионов близки по значению. Чем объяснить разницу в температурах плавления?
37. Чем объясняется увеличение термической устойчивости карбонатов от магния к барию?
38. Как объяснить на основе поляризационных представлений меньшую устойчивость иодидов меди (II) и свинца (IV) по сравнению с соответствующими хлоридами?
39. RbCl в водных растворах диссоциирует полностью, а AgCl не диссоциирует (то есть находится в виде осадка). Почему?
40. Найдите изменение внутренней энергии при испарении 100 г бензола при температуре его кипения $80,2^\circ\text{C}$ приняв, что пары бензола подчиняются закону идеальных газов. Теплота испарения бензола 394 Дж/г. Объемом жидкости пренебречь.
41. Реакция протекает с выделением теплоты $2\text{NO} + \text{Cl}_2 = 2\text{NOCl}$ $\Delta H^\circ = -73,6$ кДж. В сторону какой реакции сместится равновесие, если общее давление в системе понизить в 4 раза и

одновременно повысить температуру на 40 °С, температурные коэффициенты прямой и обратной реакций соответственно равны 2 и 5?

42. Вычислите, при какой температуре реакция заканчивается за 45 мин, если при 293 К на это требуется 3 ч. Температурный коэффициент скорости реакции равен 3,2.

43. Реакция идет согласно уравнению $2\text{NO}_g + \text{Cl}_{2g} = 2\text{NOCl}_g$. Концентрации исходных веществ до начала реакции составляли $[\text{NO}] = 0,4$ моль/л, $[\text{Cl}_2] = 0,3$ моль/л. Во сколько раз изменится скорость реакции по сравнению с первоначальной в тот момент, когда успеет прореагировать половина оксида азота.

44. Химическое равновесие реакции $\text{A}_g + \text{B}_g = \text{C}_g + \text{D}_g$ установилось при следующих концентрациях $[\text{A}] = 6$ моль/л, $[\text{B}] = 2$ моль/л, $[\text{C}] = 4$ моль/л и $[\text{D}] = 3$ моль/л. В равновесную систему добавили 4 моль/л вещества В. Вычислить новые равновесные концентрации.

45. Константа равновесия реакции $\text{CO}_{2(g)} + \text{H}_{2(g)} = \text{CO}_{(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(g)}$ равна 1. В каких объемных отношениях необходимо смешать CO_2 и H_2 , чтобы к моменту наступления равновесия прореагировало 60% водорода? Как изменится давление в системе к моменту наступления равновесия?

46. При некоторой температуре равновесные концентрации в системе $\text{N}_2\text{O}_4 = 2\text{NO}_2$ равны: $C_{\text{N}_2\text{O}_4} = 0,02$ моль/л и $C_{\text{NO}_2} = 0,03$ моль/л. Вычислите равновесные концентрации после смещения равновесия в результате увеличения давления в 3 раза.

47. Вычислить процент разложения молекулярного хлора на атомы, если константа равновесия составляет $4,2 \cdot 10^{-4}$, а исходная концентрация хлора 0,04 моль/л.

48. При $\text{Ag}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ при 25°C равно $2 \cdot 10^{-7}$. выпадет ли осадок $\text{Ag}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ при смешении равных объемов 0,05 н. растворов AgNO_3 и $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. Степень диссоциации этих электролитов равна 90%.

49. Вычислить α и $[\text{H}^+]$ в 0,3 М растворе уксусной кислоты ($K = 1,6 \cdot 10^{-5}$). Какие значения примут эти величины после добавления к 1 л раствора кислоты 0,2 моля ацетата натрия? Коэффициент активности ионов $f(\text{CH}_3\text{COO}^-) = 0,7$.

50. Найдите степень гидролиза NaIO_3 и NaIO в растворах концентрации 0,1 моль/л. Из полученных данных сделайте вывод о сравнительной силе кислот, образовавших эти соли. $K(\text{HIO}_3) = 1,6 \cdot 10^{-1}$; $K(\text{HIO}) = 2,3 \cdot 10^{-11}$.

51. Сколько молей иодида калия нужно прибавить к 1000 мл 0,1 М $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$, чтобы концентрация ионов Hg^{2+} в растворе не превышала 10^{-26} моль/л, учитывая, что в результате реакции получается соль $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$?

52. Сколько молей NH_4Cl следует добавить к 1 л 0,1 М раствора NH_4OH для того, чтобы концентрация ионов OH^- стала численно равна константе диссоциации? Условно примем $f(\text{NH}_4^+) = 1$.

53. Как изменится $[\text{H}^+]$ и α бромноватистой кислоты HBrO в растворе концентрации 0,1 моль/л, если в этот раствор объемом в 1 л ввести гипобромит натрия NaBrO количеством вещества 0,1 моль?

54. Вычислить рН раствора, полученного при растворении 2,14 г хлорида аммония в 500 мл воды. Изменением объема при растворении можно пренебречь. Диссоциацию соли считать полной.

55. Сколько граммов HCOONa следует прибавить к 1 л 0,4 М раствора HCOOH ($K = 2,1 \cdot 10^{-4}$) для того, чтобы $[\text{H}^+]$ в растворе стала равной 10^{-3} моль/л, условно принимая $f(\text{HCOO}^-) = 1$?

56. Какой объем 0,25 н KMnO_4 потребуется для окисления в кислой среде 0,05 л 0,2 М NaNO_2 по реакции: $\text{NaNO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

57. Какой объем 2 н бромоводорода необходим для взаимодействия с 0,25 моль $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$: $\text{HBr} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{KBr} + \text{CrBr}_3 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O}$. Какой объем брома при этом выделится?

58. Водородный показатель 0,003 н. раствора гипохлорита калия равен 9,5. Вычислите степень гидролиза этой соли.

59. В раствор сульфата меди (II) массой 248 г поместили порошок магния массой 20 г. Через некоторое время металлический осадок собрали и высушили. Его масса составила 28 г. определите массовую долю сульфата магния в полученном растворе.
60. Какую массу алюминия можно окислить с помощью 0,1 л 0,25 н $K_2Cr_2O_7$ по реакции $Al + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + H_2O$.
61. Как изменится концентрация ионов OH^- в 1 н NH_4OH , если к 5 л раствора добавить 26,75 г NH_4Cl , кажущаяся степень диссоциации которого 85%? $K(NH_4OH) = 1,77 \cdot 10^{-5}$.
62. Вычислить концентрацию ионов Hg^{2+} в растворе, содержащем в 1 л 0,01 М $Hg(NO_3)_2$ и 0,08 М иодида калия.
63. Какая масса $NaCN$ должна содержаться в 1 л 0,005 М раствора $Na_2[Ni(CN)_4]$, чтобы прибавление 0,004 г $NaOH$ к 2 л раствора не вызвало образования осадка $Ni(OH)_2$? $PP(Ni(OH)_2) = 1,6 \cdot 10^{-14}$, $K_n[Ni(CN)_4]^{2-} = 10^{-22}$.
64. Определите h и pH среды в растворе, содержащем 0,1 М Na_2CO_3 . (Учитывать только первую степень).
65. Указать, не производя вычислений, в каком из растворов двух солей равной концентрации pH больше или меньше. Ответ обоснуйте, исходя из закономерности изменения кислотно-основных свойств электролитов:
66. Константа неустойчивости иона $[HgI_4]^{2-}$ равна $1,38 \cdot 10^{-30}$. Сколько граммов ртути в виде ионов содержится в 0,1 л 0,01 моль/л $K_2[HgI_4]$, в котором находится 5 г NaI ? Выпадет ли осадок $Hg(OH)_2$, если к этому раствору добавить 10^{-4} моль KOH ? $PP(Hg(OH)_2) = 10^{-26}$.
67. При какой концентрации сульфида натрия начнет выпадать осадок CdS из раствора $K_2[Cd(CN)_4]$ объемом 250 мл, концентрация которого 0,1 моль/л? В растворе содержится 0,1 моль KCN ($\alpha = 80\%$); $PP(CdS) = 7,9 \cdot 10^{-27}$.
68. Какую массу CdS можно растворить в 0,05 л 0,5 н. HNO_3 . Какой объем NO (н.у.) при этом выделится?
69. Расчетные задачи по пройденным темам курса,

II семестр

- Сравните окислительно-восстановительные свойства и устойчивость $[Fe(CN)_6]^{4-}$ и $[Fe(CN)_6]^{3-}$
- Как изменяется ЭСКП в ряду комплексов $Co^{3+}_в - Co^{2+}_в - Co^{2+}_н - Co^{3+}_н$ (индексами обозначены высоко- и низкоспиновые комплексы)? Какие из этого можно сделать выводы о прочности и окислительно-восстановительных свойствах указанных комплексов?
- Три изомерных комплекса окрашены в красный, зеленый и желтый цвета. Какой из этих комплексов поглощает излучение с наибольшей энергией, если каждый из них дает только одну полосу поглощения в видимой области спектра. Какой комплекс поглощает излучение с самой низкой энергией?
- Используя явление трансвлияния лигандов в комплексных соединениях платины (II), составьте уравнения реакций, с помощью которых можно получить транс- $K[Pt(NH_3)(CN)Cl_2]$, цис- $[Pt(H_2O)_2Cl_2]$, транс- $[Pt(H_2O)(NO_2)Cl_2]$, если исходным веществом является тетрахлоридо(II)платинат калия.
- Сопоставить устойчивость Co^{2+} и Co^{3+} в виде гидроксидов и в виде водных растворов их сульфатов.
- Для какого из ионов Cr^{2+} или Cr^{3+} выигрыш в энергии при образовании октаэдрических комплексов с одним и тем же лигандом слабого поля будет больше?
- Как происходит расщепление энергетических уровней орбиталей под действием электростатического поля лигандов в случае комплексных соединений $K_2[NiCl_4]$ и $K_3[Cr(CN)_6]$? Что такое энергия расщепления, от чего она зависит?
- С каким галогенид-ионом Co^{3+} образует относительно устойчивое соединение? Как объяснить неустойчивость $CoCl_3$, претерпевающего разложение по реакции: $2CoCl_3 = 2CoCl_2 + Cl_2$?
- Почему комплексы Co (III) в основном октаэдрические и низкоспиновые, а комплексы Co (II) высокоспиновые, как это связано с изменением окислительно-восстановительных свойств

ионов кобальта? Приведите примеры соответствующих комплексных соединений, их электронные конфигурации по методу ВС и МО.

10. В растворе какой соли рН больше? $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$ или $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2]\text{Cl}$

11. Объясните, почему устойчивость аквакомплексов ванадия больше устойчивости аквакомплексов хрома?

12. Почему аммиакаты щелочных и щелочноземельных металлов разлагаются водой? Какой щелочной металл образует аммиакат в растворах концентрированного NH_3 ?

13. Дайте общую характеристику переходных элементов I переходного ряда, определите общие закономерности в изменении свойств простых веществ и их соединений.

14. Закономерности комплексообразования, кислотно-основного взаимодействия, окислительно-восстановительных процессов на примере элементов IIIБ группы. Определите взаимосвязь структуры и свойств простых и сложных веществ. Термодинамически определите возможности участия простых и сложных веществ в процессах взаимодействия и способах получения.

15. Закономерности комплексообразования, кислотно-основного взаимодействия, окислительно-восстановительных процессов на примере элементов IB группы. Определите взаимосвязь структуры и свойств простых и сложных веществ. Термодинамически определите возможности участия простых и сложных веществ в процессах взаимодействия и способах получения.

16. Закономерности комплексообразования, кислотно-основного взаимодействия, окислительно-восстановительных процессов на примере элементов VB группы. Определите взаимосвязь структуры и свойств простых и сложных веществ. Термодинамически определите возможности участия простых и сложных веществ в процессах взаимодействия и способах получения.

17. Дайте сравнительную характеристику элементов никеля, палладия, платины, их реакционную способность, свойства соединений.

18. Закономерности комплексообразования, кислотно-основного взаимодействия, окислительно-восстановительных процессов на примере элементов VIБ группы. Определите взаимосвязь структуры и свойств простых и сложных веществ. Термодинамически определите возможности участия простых и сложных веществ в процессах взаимодействия и способах получения.

19. Закономерности комплексообразования, кислотно-основного взаимодействия, окислительно-восстановительных процессов на примере элементов VIIБ группы. Определите взаимосвязь структуры и свойств простых и сложных веществ. Термодинамически определите возможности участия простых и сложных веществ в процессах взаимодействия и способах получения.

20. Закономерности комплексообразования, кислотно-основного взаимодействия, окислительно-восстановительных процессов на примере Fe, Ru, Os. Определите взаимосвязь структуры и свойств простых и сложных веществ. Термодинамически определите возможности участия простых и сложных веществ в процессах взаимодействия и способах получения.

21. Закономерности комплексообразования, кислотно-основного взаимодействия, окислительно-восстановительных процессов на примере Ti, Zr, Hf. Определите взаимосвязь структуры и свойств простых и сложных веществ. Термодинамически определите возможности участия простых и сложных веществ в процессах взаимодействия и способах получения.

22. Закономерности комплексообразования, кислотно-основного взаимодействия, окислительно-восстановительных процессов на примере V, Nb, Ta. Определите взаимосвязь структуры и свойств простых и сложных веществ. Термодинамически определите возможности участия простых и сложных веществ в процессах взаимодействия и способах получения.

23. Дайте сравнительную характеристику водородосодержащим соединениям VA группы. Бинарные соединения, их структура, растворимость, окислительно-восстановительные свойства.

24. Дайте сравнительную характеристику элементов VA и VB групп. Как изменяется кислотно-основной характер их гидроксидов?
25. Сравните свойства простых веществ элементов рения и вольфрама, охарактеризуйте свойства их соединений, устойчивость комплексов.
26. Сравните свойства простых веществ элементов хлора и серы, охарактеризуйте свойства их соединений, устойчивость оксисоединений.
27. Дайте общую сравнительную характеристику переходным элементам II переходного ряда, определите общие закономерности изменения свойств простых веществ и их соединений.
28. Сравните свойства простых веществ ванадия, титана, охарактеризуйте свойства их соединений, устойчивость комплексов.
29. Комплексообразующая способность железа, меди, цинка, структура комплексов, устойчивость, галогениды и оксисоединения.
30. Окисление и восстановление. Электрохимические процессы. Зависимость окислительно-восстановительных процессов от различных факторов у элементов IB группы.
31. Особенности электронного строения d-элементов VI группы и взаимосвязь его со свойствами простых и сложных веществ. Прогнозирование их комплексообразующей способности с органическими и неорганическими реагентами.
32. Оксисоединения фосфора, азота, серы, изменение силы кислот и окислительно-восстановительной активности с увеличением порядкового номера элементов.
33. Закономерности комплексообразования, кислотно-основного взаимодействия, окислительно-восстановительных процессов на примере элементов IIB группы. Определите взаимосвязь структуры и свойств простых и сложных веществ. Термодинамически определите возможности участия простых и сложных веществ в процессах взаимодействия и способах получения.
34. Закономерности комплексообразования, кислотно-основного взаимодействия, окислительно-восстановительных процессов на примере Ni, Pd, Pt. Определите взаимосвязь структуры и свойств простых и сложных веществ. Термодинамически определите возможности участия простых и сложных веществ в процессах взаимодействия и способах получения.
35. Дайте общую сравнительную характеристику переходным элементам III переходного ряда, определите общие закономерности изменения свойств простых веществ и их соединений.
36. Комплексообразующая способность бора, алюминия, галлия, индия и таллия, изменение устойчивости комплексных соединений.
37. Закономерности комплексообразования, кислотно-основного взаимодействия, окислительно-восстановительных процессов на примере Co, Rh, Ir. Определите взаимосвязь структуры и свойств простых и сложных веществ. Термодинамически определите возможности участия простых и сложных веществ в процессах взаимодействия и способах получения.
38. Дайте сравнительную характеристику лантаноидам и актиноидам. Как изменяется кислотно-основной характер бинарных соединений.
39. Оксисоединения ванадия, хрома, железа, изменение силы гидроксидов, окислительно-восстановительной активности с увеличением порядкового номера элементов.
40. Сравните способность элементов IIIB группы к образованию комплексных соединений.
41. Галогениды IIIA группы. Их строение, геометрическая модель молекул, растворимость.
42. Охарактеризуйте химическую активность оксидов и гидроксидов s-элементов II группы, окислительно-восстановительная активность, способность к комплексообразованию.
43. Кремний и хлор. Сравните свойства простых веществ, их реакционную способность, свойства соединений в различных степенях окисления, их устойчивость.
44. Особенности структуры и свойств оксидов элементов IVB группы в двух- и четырехвалентном состояниях. Их устойчивость, окислительно-восстановительные свойства, кислотно-основная функция.
45. Азот и сера, сравнительная характеристика свойств простых веществ, их соединений в различных степенях окисления, устойчивость комплексов.

46. Азот и бром. Сравните свойства простых веществ, их реакционную способность, свойства соединений в различных степенях окисления, их устойчивость.
47. Сурьма и индий. Сравните свойства простых веществ, их реакционную способность, свойства соединений в различных степенях окисления, их устойчивость, комплексы.
48. Фосфор и олово. Сравните свойства простых веществ, их реакционную способность, свойства соединений в различных степенях окисления, их устойчивость, комплексы.
49. Бинарные соединения элементов IV группы. Их структура, изменение характера связей, термическая устойчивость, окислительно-восстановительная активность, характеристика свойств, бинарных соединений.
50. Устойчивость фторидных, хлоридных, иодидных комплексов никеля, платины, марганца.
51. Особенности структуры и свойств оксидов элементов IVA группы, их устойчивость, окислительно-восстановительные свойства, кислотно-основная функция.
52. Галогениды бора. Их строение, геометрическая модель молекул, растворимость.
53. Бериллий и бор, сравнительная характеристика свойств простых веществ, их соединений в различных степенях окисления, устойчивость комплексов.
54. Охарактеризуйте свойства кобальта и родия, их соединений, определите их комплексообразующую способность, структуру и устойчивость комплексов.
55. Охарактеризуйте свойства серы и германия, кислотно-основные, окислительно-восстановительные свойства оксисоединений.
56. Охарактеризуйте свойства металлического хрома, его соединений в различных степенях окисления, способность к комплексообразованию.
57. Азот и фтор. Сравните свойства простых веществ, их реакционную способность, свойства соединений в различных степенях окисления, их устойчивость.
58. Кремний и фосфор. Сравните свойства простых веществ, их реакционную способность, свойства соединений в различных степенях окисления, их устойчивость.
59. Теллур и йод. Сравните свойства простых веществ, их реакционную способность, свойства соединений в различных степенях окисления, их устойчивость.
60. Сера и мышьяк. Сравните свойства простых веществ, их реакционную способность, свойства соединений в различных степенях окисления, их устойчивость.
61. Калий и медь. Сравните свойства простых веществ, их реакционную способность, свойства соединений в различных степенях окисления, их устойчивость, комплексы.
62. Алюминий, свинец. Дайте сравнительную характеристику простых веществ этих элементов, их соединений, комплексов.
63. Галлий и селен. Сравните свойства простых веществ, их реакционную способность, свойства соединений в различных степенях окисления, их устойчивость.
64. Бор и кремний. Сравните свойства простых веществ, их реакционную способность, свойства соединений в различных степенях окисления, их устойчивость.
65. Висмут и свинец. Сравните свойства простых веществ, их реакционную способность, свойства соединений в различных степенях окисления, их устойчивость, комплексы.
67. Железо и кобальт. Сравните свойства простых веществ, их реакционную способность, свойства соединений в различных степенях окисления, их устойчивость, комплексы.
68. Бром и магний. Сравните свойства простых веществ, их реакционную способность, свойства соединений в различных степенях окисления, их устойчивость, комплексы.

Таблица 9. Примеры оценочных средств с ключами правильных ответов

№ п/п	Тип задания	Формулировка задания	Правильный ответ	Время выполнения (в минутах)
<i>ОПК-1 Способен анализировать, интерпретировать и обобщать результаты экспериментальных и расчетно-теоретических работ химической направленности</i>				
1.	Задание закрытого	Выберите	1	10

№ п/ п	Тип задания	Формулировка задания	Правильный ответ	Время выполнени я (в минутах)
	типа	<p>правильный ответ. Формула кристаллогидрата сульфата натрия, масса которого при обезвоживании уменьшилась на 47%</p> <p>1) $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ 2) $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ 3) $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ 4) $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$</p>		
2.		<p>Установите соответствие</p> <p>1) $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ 2) $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ 3) $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KOH} \rightarrow$</p> <p>а) $\text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ б) $\text{MnO}_2 + \text{KOH} + \text{Na}_2\text{SO}_4$ в) $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ г) $\text{MnSO}_4 + \text{KOH} + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$</p>	<p>1 – а 2 – б 3 – в</p>	2-3
3.		<p>Выберите правильный ответ. Из 200 мл озонированного воздуха после разложения содержащегося в нем озона образовалось 216 мл газа. Объемная доля озона в исходной смеси (в %):</p> <p>1) 32 2) 16 3) 8 4) 24</p>	2	5-7

№ п/п	Тип задания	Формулировка задания	Правильный ответ	Время выполнения (в минутах)
4.		<p>Выберите правильный ответ. В гомогенной системе $\text{H}_{2(\Gamma)} + \text{I}_{2(\Gamma)} = 2\text{HI}_{(\Gamma)}$ равновесные концентрации веществ (моль/л) составили: HI – 0,02; I₂ – 0,05; H₂ – 0,03. Исходная концентрация водорода (моль/л) равна: 1) 0,04 2) 0,01 3) 0,02 4) 0,03 5) 0,05</p>	1	7-9
5.	Задание открытого типа	<p>Напишите уравнения реакций, при помощи которых перечисленные ниже соли могут быть переведены в средние: (CuOH)₂SO₄, Ca(HCO₃)₂, [Al(OH)₂]₂SO₄, Cr₂(OH)₄SO₄.</p>	$(\text{CuOH})_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{CuSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = 2\text{CaCO}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$ $[\text{Al}(\text{OH})_2]_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 4\text{H}_2\text{O}$ $\text{Cr}_2(\text{OH})_4\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + 4\text{H}_2\text{O}$	5-8
6.		<p>Решите задачу. Какие соли и в каком количестве образуются, если к 100 г 9,8%-ного раствора фосфорной кислоты прилить 200 г 3,2%-ного раствора гидроксида натрия?</p>	<p>Решение. Определение количества вещества NaOH и H₃PO₄: $n(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{100 \cdot 0,098}{98} = 0,1$ моль $n(\text{NaOH}) = \frac{200 \cdot 0,032}{40} = 0,16$ моль Подбор соответствующего уравнения реакции: 0,1 моль 0,1 моль 0,1 моль $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NaOH} = \text{NaH}_2\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ 1 моль 1 моль 1 моль</p>	10-12

№ п/п	Тип задания	Формулировка задания	Правильный ответ	Время выполнения (в минутах)
			<p>H_3PO_4 в недостатке, следовательно расчет ведем по $\nu(\text{H}_3\text{PO}_4)$.</p> <p>Анализ уравнения: 2 балла $\nu(\text{NaOH})_{\text{прореагировавшего}} = 0,1$ моль $\nu(\text{NaOH})_{\text{оставшегося}} = 0,16 - 0,1 = 0,06$ моль $\nu(\text{NaH}_2\text{PO}_4)_{\text{образовавшегося}} = 0,1$ моль</p> <p>Вывод о ходе продолжения реакции: Т.к NaOH в избытке, а образовалась кислая соль, реакция идет дальше: $0,06$ моль $0,06$ моль $0,06$ моль $\text{NaOH} + \text{NaH}_2\text{PO}_4 = \text{Na}_2\text{HPO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ 1 моль 1 моль 1 моль</p> <p>Теперь $\nu(\text{NaOH})$ в недостатке, и расчет ведем по нему.</p> <p>Анализ второго уравнения: $\nu(\text{NaH}_2\text{PO}_4)_{\text{прореагировавшего}} = 0,06$ моль $\nu(\text{NaH}_2\text{PO}_4)_{\text{оставшегося}} = 0,1 - 0,06 = 0,04$ моль $\nu(\text{Na}_2\text{HPO}_4)_{\text{образовавшегося}} = 0,06$ моль</p> <p>Расчеты массы солей: В растворе присутствуют две соли: NaH_2PO_4 и Na_2HPO_4. $m = M\nu$ $m(\text{NaH}_2\text{PO}_4) = 120 \cdot 0,04 = 4,8$ г $m(\text{Na}_2\text{HPO}_4) = 142 \cdot 0,06 = 8,52$ г</p>	
7.		<p>Решите задачу. Как изменится концентрация ионов H^+ в $0,1$ М растворе синильной кислоты, если в 1 л раствора добавить $0,1$ моль NaCN, кажущаяся степень диссоциации которого 85%? Константа диссоциации HCN равна $4,9 \cdot 10^{-10}$.</p>	<p>Решение: Найдем степень диссоциации в растворе слабой кислоты: $\alpha_1 = \sqrt{\frac{K}{C}} = \sqrt{\frac{4,9 \cdot 10^{-10}}{0,1}} = 7 \cdot 10^{-5}$</p> <p>После добавления в раствор HCN сильного электролита с одноименным ионом NaCN равновесие в системе нарушается и смещается в сторону образования недиссоциированных молекул HCN, т.к. увеличивается концентрация продукта CN^-.</p> $\text{HCN} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{CN}^-$	10-12

№ п/п	Тип задания	Формулировка задания	Правильный ответ	Время выполнения (в минутах)
			$\text{NaCN} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{CN}^-$ $K = H^+ \cdot \frac{[\text{CN}^-]}{[\text{HCN}]} = 4,9 \cdot 10^{-10}$ $[\text{CN}^-]_{\text{общая}} = [\text{CN}^-]_{\text{HCN}} + [\text{CN}^-]_{\text{NaCN}}$ $[\text{H}^+] = [\text{CN}^-]_{\text{HCN}} = x \text{ моль/л}$ <p>Рассчитаем концентрацию NaCN и цианид-иона из соли:</p> $c(\text{NaCN}) = \frac{n \cdot \alpha}{V} = \frac{0,1 \cdot 0,85}{1} = 0,085 \text{ м}$ $[\text{CN}^-]_{\text{NaCN}} = 0,085 \text{ моль/л}$ $[\text{CN}^-]_{\text{общая}} = [\text{CN}^-]_{\text{HCN}} + [\text{CN}^-]_{\text{NaCN}} = (x + 0,085) \text{ моль/л}$ <p>Подставляем полученные значения в константу диссоциации:</p> $K = H^+ \cdot \frac{[\text{CN}^-]}{[\text{HCN}]} = \frac{x \cdot (x + 0,085)}{0,1} = 4,9 \cdot 10^{-10}$ <p>Так как $x \ll 0,085$, величиной x в $(x + 0,085)$ можно пренебречь, тогда уравнение упрощается:</p> $0,085x = 4,9 \cdot 10^{-11}$ $x = \frac{4,9 \cdot 10^{-11}}{0,085} = 5,76 \cdot 10^{-10}$ $\alpha_2 = 5,76 \cdot 10^{-10}$ $\frac{\alpha_1}{\alpha_2} = \frac{7 \cdot 10^{-5}}{5,76 \cdot 10^{-10}} = 121527,8 \text{ раз}$ <p>Ответ: α уменьшилась в 121527,8 раз.</p>	
8.		<p>Решите задачу. Гальванический элемент состоит из металлического цинка, погруженного в 0,1 М раствор нитрата цинка, и металлического свинца, погруженного в 0,02 М раствор нитрата свинца. Вычислить ЭДС элемента, написать уравнения электродных</p>	<p>Решение:</p> <p>Рассчитаем по уравнению Нернста потенциалы цинкового и свинцового электродов. В справочнике находим значения стандартных электродных потенциалов:</p> $E^0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ В};$ $E^0(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}) = -0,13 \text{ В}$ $E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = -0,76 + \frac{0,059}{2} \lg 0,1 = -0,79 \text{ В}$ $E_{\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}} = -0,13 + \frac{0,059}{2} \lg 0,02 = -0,18 \text{ В}$ <p>Находим ЭДС элемента:</p> $\text{ЭДС} = E_{\text{К}} - E_{\text{А}} = -0,18 - (-0,79) = 0,61 \text{ В}$ <p>На свинцовом электроде (катод) восстанавливается свинец:</p> $\text{Pb}^{2+} + 2e = \text{Pb}^0$	8-10

№ п/п	Тип задания	Формулировка задания	Правильный ответ	Время выполнения (в минутах)
		процессов, составить схему элемента.	На цинковом электроде (анод) окисляется цинк: $Zn^0 - 2e = Zn^{2+}$ Схема гальванического элемента: $A(-) Zn Zn(NO_3)_2 (0,1 M) Pb(NO_3)_2 (0,02 M) Pb (+) K$	
9.	Задание комбинированного типа	Выберите правильный ответ и покажите решение. В процессе электролиза расплава NaCl, при силе тока 2А за 45 мин на катоде выделяется продукт массой # # г (округлить до сотых). 1) 1,92 2) 0,64 3) 1,29 2,56	3 Решение: по закону Фарадея $m(Na) = \frac{M \cdot I \cdot \tau}{nF} = \frac{23 \cdot 2 \cdot 2700}{96500} = 1,29 \text{ г}$	5
10.		Выберите правильный ответ и покажите решение. На нейтрализацию 3 г H_3AsO_4 израсходовалось 2,366 г KOH. Основность кислоты равна... 1) 1; 2) 2; 3) 3.	Ответ: 2) Решение: По закону эквивалентов $\frac{m(H_3AsO_4)}{M_3(H_3AsO_4)} = \frac{m(KOH)}{M_3(KOH)}$ $M(H_3AsO_4) = 142 \text{ г/моль}$ $M(KOH) = 56 \text{ г/моль}$ $f_3(KOH) = 1; M_3(KOH) = 56 \text{ г/моль}$ $M_3(H_3AsO_4) = \frac{m(H_3AsO_4) \times M_3(KOH)}{m(KOH)}$ $Основность = \frac{M(H_3AsO_4)}{M_3(H_3AsO_4)} = \frac{142}{71}$	8-10
ОПК-2 Способен проводить химический эксперимент с использованием современного оборудования, соблюдая нормы техники безопасности				
11.	Задание закрытого типа	Выберите правильный ответ. При попадании кислоты на кожу необходимо: 1) Смыть вещество сильной струёй воды, а затем промыть 2	1	1-2

№ п/ п	Тип задания	Формулировка задания	Правильный ответ	Время выполнения (в минутах)
		<p>%-ным раствором гидрокарбоната натрия.</p> <p>2) Промыть кожу 2 %-ным раствором гидрокарбоната натрия, а затем водой.</p> <p>3) Промыть кожу 2 %-ным раствором борной или уксусной кислоты, а затем водой.</p> <p>4) Смыть попавшую кислоту на кожу струёй воды</p>		

№ п/п	Тип задания	Формулировка задания	Правильный ответ	Время выполнения (в минутах)
12.		<p>Термическое разложение нитратов протекает по-разному в зависимости от свойств катиона соли. Установите соответствие:</p> <p>1) нитраты щелочных металлов 2) нитраты металлов средней активности 3) нитраты неактивных металлов</p> <p>а) нитриты металлов и кислород б) оксиды металлов, оксид азота (IV) и кислород в) металлы, оксид азота (IV) и кислород</p>	<p>1 – а 2 – б 3 – в</p>	1-2
13.		<p>Выберите верную(ые) реакцию(и). Обычно для получения брома в лаборатории используют реакции:</p> <p>1) $\text{KBr}_{(\text{тв.})} + \text{H}_2\text{SO}_4$ (конц.) \rightarrow 2) $\text{KBr}_{(\text{тв.})} + \text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4$ (конц.) \rightarrow 3) $\text{KBr}_{(\text{тв.})} + \text{HBrO}_3$ (p-p) \rightarrow 4) $\text{KBr}_{(\text{тв.})} + \text{Cl}_2 \rightarrow$</p>	<p>1 2</p>	3-5
14.		<p>Ответьте на вопрос.</p>	2, 4, 5	3

№ п/п	Тип задания	Формулировка задания	Правильный ответ	Время выполнения (в минутах)
		Соединения хрома проявляют окислительно-восстановительные свойства в реакциях: 1) $\text{Cr}_2(\text{SO}_3) + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ 2) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ 3) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_4 + \text{BaCl}_2 \rightarrow$ 4) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl}_{(\text{конц})} \rightarrow$ 5) $\text{CrCl}_3 + \text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow$		
15.	Задание открытого типа	Из предложенных реактивов (HCl , NaOH , H_3PO_4 , V_2O_5 , KMnO_4 , Zn , Na_2CO_3 , HNO_3) выберите необходимые для получения гидроксида ванадила и доказательства его кислотно-основных свойств.	Так как V_2O_5 плохо растворяется в воде, используем щелочь для перевода его в растворимое состояние: $\text{V}_2\text{O}_5 + 2\text{NaOH} = 2\text{NaVO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ Реакция восстановления: $2\text{NaVO}_3 + 8\text{HCl} + \text{Zn} = 2\text{VOCl}_2 + 2\text{NaCl} + \text{ZnCl}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$ Получение гидроксида: $\text{VOCl}_2 + 2\text{NaOH} = \text{VO}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NaCl}$ Основные свойства: $\text{VO}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{HCl} = \text{VOCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ Кислотные свойства: $4\text{VO}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{V}_4\text{O}_9 + 5\text{H}_2\text{O}$	8-10
16.		Определить ЭДС гальванического элемента $\text{Ag} \text{AgNO}_3 (0,001 \text{ M}) \text{AgNO}_3 (0,1 \text{ M}) \text{Ag}$ В каком направлении будут перемещаться электроны во внешней цепи при работе этого элемента?	Решение: $E_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} = 0,80 \text{ В}$ $E_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} = E_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} + 0,059 \lg \frac{c}{c^\circ}$ $E_1 = 0,80 + 0,059 \lg 0,001 = 0,80 + 0,059 \lg 10^{-3}$ $E_2 = 0,80 + 0,059 \lg 0,1 = 0,80 + 0,059 \lg 10^{-1}$ $\text{ЭДС} = E_1 - E_2 = 0,74 - 0,62 = 0,12 \text{ В}$ Левый электрод с меньшей концентрацией – анод, от него электроны по внешней цепи будут перемещаться к правому электроду с большей концентрацией – катоду.	8-10

№ п/п	Тип задания	Формулировка задания	Правильный ответ	Время выполнения (в минутах)
17.		<p>Доступными в лаборатории способами определите реакцию среды в растворах солей NaH_2PO_4 и Na_3PO_4. Проанализируйте полученные результаты, объясните их.</p>	<p>Решение: Реакцию среды в растворах определили с помощью универсальной индикаторной бумаги. Раствор NaH_2PO_4 имеет слабокислую, а раствор Na_3PO_4 – сильнощелочную реакцию среды. Запишем уравнение гидролиза Na_3PO_4: $\text{Na}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2\text{HPO}_4 + \text{NaOH}$ $\text{PO}_4^{3-} + \text{H}_2\text{O} = \text{HPO}_4^{2-} + \text{OH}^-$ гидролиз по аниону, среда щелочная Рассчитаем константу гидролиза: $K_2 = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{к-ты}}} =$ $\frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{3\text{к-ты}}} = \frac{10^{-14}}{1,3 \cdot 10^{-12}} = 7,7 \cdot 10^{-3}$ Диссоциация фосфорной кислоты протекает по ступеням: $\text{H}_3\text{PO}_4 \leftrightarrow \text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{H}^+ \quad K_1 = 7,5 \cdot 10^{-3}$ (наиболее активно по 1 ступени) $\text{H}_2\text{PO}_4^- \leftrightarrow \text{HPO}_4^{2-} + \text{H}^+ \quad K_2 = 6,3 \cdot 10^{-8}$ (намного меньше по 2 ступени) $\text{HPO}_4^{2-} \leftrightarrow \text{PO}_4^{3-} + \text{H}^+ \quad K_3 = 1,3 \cdot 10^{-12}$ (практически не протекает по 3 ступени) Для расчета константы гидролиза необходимо использовать K_3, т.к. именно она связывает ионы HPO_4^{2-} и PO_4^{3-}. Рассчитанная константа гидролиза велика, среда сильнощелочная. Запишем уравнение гидролиза NaH_2PO_4: $\text{NaH}_2\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NaOH}$ $\text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{OH}^-$ В данном случае наряду с гидролизом дигидрофосфат-иона идет его диссоциация (см.</p>	7-9

№ п/п	Тип задания	Формулировка задания	Правильный ответ	Время выполнения (в минутах)
			<p>2-ую ступень диссоциации фосфорной кислоты). Поэтому надо рассчитать K_1 и сравнить ее с K_2 диссоциации кислоты. Для расчета константы гидролиза используем K_1 кислоты</p> $K_2 = \frac{K_{H_2O}}{K_{к-ты}} =$ $\frac{K_{H_2O}}{K_{1к-ты}} = \frac{10^{-14}}{7,5 \cdot 10^{-3}} = 1,33 \cdot 10^{-12}$ <p>(K_1 очень мала)</p> $H_2PO_4^- \leftrightarrow HPO_4^{2-} + H^+ \quad K_2 = 6,3 \cdot 10^{-8}$ $K_1(NaH_2PO_4) = 1,33 \cdot 10^{-12} < K_2 = 6,3 \cdot 10^{-8} \Rightarrow \text{диссоциация протекает в большей степени, чем гидролиз, реакция среды слабокислая.}$	
18.		<p>Смешали по 3 моля веществ А, В, С. После установления равновесия $A + B = 2C$ в системе обнаружили 5 моль вещества С. Рассчитайте константу равновесия. Определите состав смеси (в мольных %), полученной смешением веществ А, В, С в мольном соотношении 3:2:1 при той же температуре.</p>	<p>Решение.</p> <p>1. Определение равновесных концентраций веществ А и В. $\Delta \nu(C) = [C] - \nu_0(C) = 5 - 3 = 2$ моль $A + B \rightleftharpoons 2C$ По уравнению реакции: $\nu_{\text{прореагир.}}(A) = \nu_{\text{прореаг.}}(B) = 1$ моль Тогда $[A] = [B] = \nu_0 - \nu_{\text{прореаг.}} = 3 - 1 = 2$ моль</p> <p>2. Расчет константы равновесия. $K = \frac{[C]^2}{[A][B]} = \frac{5^2}{2^2} = 6,25$</p> <p>3. Определение новых равновесных концентраций. В результате реакции расходуется x моль вещества А и В, образуется $2x$ моль вещества С. Тогда $[C] = \nu_0(C) + \nu_{\text{образов.}}(C) = 1 + 2x$ моль $[B] = \nu_0(B) - \nu_{\text{прореаг.}}(B) = 2 - x$ моль. $[A] = \nu_0(A) - \nu_{\text{прореаг.}}(A) = 3 - x$ моль</p> <p>4. Расчет константы равновесия и новых равновесных концентраций.</p>	15

№ п/п	Тип задания	Формулировка задания	Правильный ответ	Время выполнения (в минутах)
			$K = \frac{[C]^2}{[A][B]} = \frac{(1+2x)^2}{(3-x)(2-x)} = 6,25$ $1+4x+4x^2 = 6,25(6-5x+x^2)$ $1+4x+4x^2 = 37,5-31,25x+6,25x^2$ $2,25x^2-35,25x+36,5=0$ $D = (-35,25)^2 - (-4) \cdot 2,25 \cdot 36,5 = 914,0625 = 30,23^2$ $x = (35,25 - 30,23) / (2 \cdot 2,25) = 1,115$ $[C] = 1 + 1,115 \cdot 2 = 3,23 \text{ моль}$ $[A] = 3 - 1,115 = 1,885 \text{ моль}$ $[B] = 2 - 1,115 = 0,885 \text{ моль}$ <p>5. Расчет молярных долей.</p> <p>Общее количество моль в смеси равно $3 + 2 + 1 = 6$ моль или $3,23 + 1,885 + 0,885 = 6$ моль</p> $\varphi(A) = \frac{1,885}{6} \cdot 100\% = 31,42\%$ $\varphi(B) = \frac{0,885}{6} \cdot 100\% = 14,75\%$ $\varphi(C) = \frac{3,23}{6} \cdot 100\% = 53,83\%$	
19.		<p>Определите активные концентрации ионов Fe^{3+}, NO_3^-, Ca^{2+} в растворе, содержащем 0,02 моль $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ и 0,03 моль $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ в 1000 г H_2O.</p>	<p>Решение:</p> <p>Рассчитаем концентрации электролитов в растворе: $\rho(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ г/мл}; \Rightarrow V(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ л.}$</p> $C = \frac{n}{V}; \quad C(\text{Fe}(\text{NO}_3)_3) = 0,02/1 = 0,02 \text{ моль/л}$ $C(\text{Ca}(\text{NO}_3)_2) = 0,03/1 = 0,03 \text{ моль/л}$ $0,02 \text{ M} \quad 0,02 \text{ M} \quad 3 \cdot 0,02 \text{ M}$ $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 = \text{Fe}^{3+} + 3\text{NO}_3^-$ $1 \text{ моль} \quad 1 \text{ моль} \quad 3 \text{ моль}$ $0,03 \text{ M} \quad 0,03 \text{ M} \quad 2 \cdot 0,03 \text{ M}$ $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 = \text{Ca}^{2+} + 2\text{NO}_3^-$ $1 \text{ моль} \quad 1 \text{ моль} \quad 2 \text{ моль}$ $C(\text{NO}_3^-)_{\text{общ.}} = 3 \cdot 0,02 + 2 \cdot 0,03 = 0,12 \text{ M}$ <p>Рассчитаем ионную силу раствора:</p> $\mu = \frac{1}{2} i$	12

№ п/п	Тип задания	Формулировка задания	Правильный ответ	Время выполнения (в минутах)
			$i = \frac{1}{2} (0,02 \cdot 3^2 + 0,03 \cdot 2^2 + 0,12 \cdot 1^2) = 0,21$ <p>Рассчитаем коэффициент активности ионов.</p> $lgi = \frac{-0,5 \cdot Z^2 \cdot \sqrt{\mu}}{1 + \sqrt{\mu}}$ <p>$lgi = -1,4;$ $f = 10^{-1,4} = 0,04$ $a(\text{Fe}^{3+}) = c \cdot f = 0,02 \cdot 0,04 = 8 \cdot 10^{-4}$ моль/л $lgi = -0,63;$ $f = 10^{-0,63} = 0,24$ $a(\text{Ca}^{2+}) = c \cdot f = 0,03 \cdot 0,24 = 7,2 \cdot 10^{-3}$ моль/л $lgi = -0,07;$ $f = 10^{-0,07} = 0,85$ $a(\text{NO}_3^-) = c \cdot f = 0,12 \cdot 0,85 = 0,102$ моль/л <i>Ответ:</i> $a(\text{Fe}^{3+}) = 8 \cdot 10^{-4}$ моль/л $a(\text{Ca}^{2+}) = 7,2 \cdot 10^{-3}$ моль/л $a(\text{NO}_3^-) = 0,102$ моль/л</p>	
20.	Задание комбинированного типа	sp^2 гибридизация реализуется полностью 1) SO_3 2) SO_2 3) CH_4 4) ClO^- 5) ClO_2^-	1 Валентность серы VI, значит, электроны располагаются по одному на шести орбиталях 3s, 3p, 3d; у серы 3 π -связи, значит, две d и одна p орбитали в гибридизации не участвуют. Следовательно, гибридизация серы – sp^2 , молекула треугольная. Изобразить схему МВС.	7-10
21.		Выберите правильный ответ и объясните, почему. Из перечисленных веществ для очистки CO_2 от примеси CO можно использовать: 1) $\text{H}[\text{CuCl}_2]$ 2) H_2SO_4 3) NaOH 4) Na_2CO_3	1 Так как CO является лигандом сильного поля (карбонил) и образует с 1) комплексное соединение	2

Полный комплект оценочных материалов по дисциплине (фонд оценочных средств) хранится в электронном виде на кафедре, утверждающей рабочую программу дисциплины.

7.4. Методические материалы, определяющие процедуры оценивания результатов обучения по дисциплине

Таблица 10. Технологическая карта рейтинговых баллов по дисциплине (1 семестр)

№ п/п	Контролируемые мероприятия	Количество мероприятий / баллы	Максимальное количество баллов	Срок представления
Основной блок				
1.	Выполнение тестовых заданий	7 / 2	14	по расписанию
2.	Отчет по лабораторной работе	6 / 1	6	по расписанию
3.	Рейтинговые контрольные работы	6 / 3,33	20	по расписанию
Всего			40	
Блок бонусов				
4.	Посещение занятий (за семестр)	-	2	
5.	Своевременное выполнение всех заданий (за семестр)	-	4	
6.	Активность на занятии (за семестр)	-	4	
Всего			10	
Дополнительный блок				
7.	Экзамен			
Всего			50	
ИТОГО			100	

(2 семестр)

№ п/п	Контролируемые мероприятия	Количество мероприятий / баллы	Максимальное количество баллов	Срок представления
Основной блок				
8.	Выполнение тестовых заданий	14 / 1	14	по расписанию
9.	Отчет по лабораторной работе	12 / 0,5	8	по расписанию
10.	Рейтинговые контрольные работы	8 / 2,5	20	по расписанию
Всего			40	
Блок бонусов				
11.	Посещение занятий (за семестр)	-	2	
12.	Своевременное выполнение всех заданий (за семестр)	-	3	
13.	Активность на занятии (за семестр)	-	5	
Всего			10	
Дополнительный блок				
14.	Экзамен			
Всего			50	
ИТОГО			100	

Таблица 11. Система штрафов (для одного занятия)

Показатель	Балл
Опоздание на занятие	-0,5
Нарушение учебной дисциплины	-1
Неготовность к занятию	-1
Пропуск занятия без уважительной причины	-2

Таблица 12. Шкала перевода рейтинговых баллов в итоговую оценку за семестр по дисциплине

Сумма баллов	Оценка по 4-балльной шкале
90–100	5 (отлично)
85–89	4 (хорошо)
75–84	
70–74	
65–69	3 (удовлетворительно)
60–64	
Ниже 60	2 (неудовлетворительно)

При реализации дисциплины в зависимости от уровня подготовленности обучающихся могут быть использованы иные формы, методы контроля и оценочные средства, исходя из конкретной ситуации.

8. УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ И ИНФОРМАЦИОННОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

8.1. Основная литература

1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия: Учебник для вузов. / Н.С. Ахметов. – 8-е изд., стер. – СПб.: Издательство «Лань», 2014. 752 с. http://e.lanbook.com/books/element.php?pl1_id=50684
2. Неорганическая химия. Ч. II [Электронный ресурс]: учебник / Спицын В.И., Мартыненко Л.И. – М.: Издательство Московского государственного университета, 1994. <http://www.studentlibrary.ru/book/5-211-02494-X.htm> (ЭБС «Консультант студента»)
3. Общая и неорганическая химия [Электронный ресурс]: учебное пособие: в 2 ч. / Апарнев А.И., Казакова А.А. – Новосибирск: Изд-во НГТУ, 2015. <http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785778226081.html> (ЭБС «Консультант студента»)
4. Общая и неорганическая химия. Часть II. Химия элементов [Электронный ресурс]: учебное пособие / Апарнев А.И. – Новосибирск: Изд-во НГТУ, 2015. <http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785778227385.html> (ЭБС «Консультант студента»)
5. Общая химия [Электронный ресурс] / Суворов А.В., Никольский Л. Б. – СПб.: ХИМИЗДАТ, 2017. <http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785938083035.html> (ЭБС «Консультант студента»)
6. Практикум по общей химии [Электронный ресурс]: учеб. пособие / Под ред. С.Ф. Дунаева. – 4-е изд., перераб. и доп. – М.: Издательство Московского государственного университета, 2005. <http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN5211049357.html> (ЭБС «Консультант студента»)
7. Спицын В.И., Мартыненко Л.И. Неорганическая химия. – М.: МГУ, 1991. 480 с.
8. Угай Я.А. Общая и неорганическая химия: Учеб. для вузов / Я.А. Угай. – 5-е изд., стер. – М.: Высш. шк.; 2007. 527 с.

8.2. Дополнительная литература

1. Ардашникова Е.И. Сборник задач по неорганической химии: учеб. пособие для студ. высш. учеб. заведений/ Е.И. Ардашникова, Г.Н. Мазо, М.Е Тамм; под ред. Ю.Д. Третьякова. – М.: Издательский центр «Академия», 2008. 208 с. ISBN 978-5-7695-3879-7
2. Комплексные соединения [Электронный ресурс]: Учебное пособие по курсу "Общая и неорганическая химия" / А. А. Гуров, П. В. Слитиков, Ж. Н. Медных. – М.: Издательство МГТУ им. Н.Э. Баумана, 2014. - <http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785703839966.html> (ЭБС «Консультант студента»)
3. Неорганическая химия: В 3 т. Т.1: Физико-химические основы неорганической химии: Доп. М-вом образования РФ в качестве учеб. для студентов вузов, обучающихся по направлению 510500 "Химия" и специальности 011000 "Химия" / М.Е. Тамм, Ю.Д. Третьяков; Под ред. Ю.Д. Третьякова. – М.: Академия, 2004. 240 с.
4. Неорганическая химия. В 3 т. Т.2: Химия непреходных элементов: Доп. М-вом образования РФ в качестве учеб. для студентов вузов, обучающихся по направлению 510500 "Химия" и специальности 011000 "Химия" / А.А. Дроздов и др.; Под ред. Ю.Д. Третьякова. – М.: Академия, 2004. 368 с.
5. Неорганическая химия: в 3-х т. Т. 3: Химия переходных элементов: Кн.1: Доп. М-вом образования РФ в качестве учеб. для студентов вузов, обучающихся по направлению "Химия" и специальности "Химия" / [А.А. Дроздов и др.]; Под ред. Ю.Д. Третьякова. – 2-е изд.; испр. – М.: Академия, 2008. 352 с.
6. Неорганическая химия: в 3-х т. Т. 3: Химия переходных элементов: Кн.2: Доп. М-вом образования РФ в качестве учеб. для студентов вузов, обучающихся по направлению "Химия" и специальности "Химия" / [А.А. Дроздов и др.]; Под ред. Ю.Д. Третьякова. - 2-е изд.; испр. – М.: Академия, 2008. 400 с.
7. Неорганическая химия. Вопросы, задачи и задания к лабораторным работам

[Текст]: учебное пособие / сост.: А.Г. Глинина, Л.А. Кривенцева, Т.В. Безуглова. – Астрахань: Издательский дом «Астраханский университет», 2008. 165 с.

8. Сборник задач и упражнений по общей и неорганической химии: пособие для вузов / Н.Н. Павлов, В.И. Фролов, С.В. Фролов и др.; под ред. Н.Н. Павлова. – М.: Дрофа, 2005. 239 с.

9. Хабарова О.В. Комплексные соединения. Лабораторные работы. Вопросы для самоподготовки [Текст]: учебное методическое пособие/ сост. О.В. Хабарова, Е.Б. Семенова. – Астрахань: Издательский дом «Астраханский университет», 2009. 95 с.

8.3. Интернет-ресурсы, необходимые для освоения дисциплины

Электронная библиотека «Астраханский государственный университет» собственной генерации на платформе ЭБС «Электронный Читальный зал – БиблиоТех». <https://biblio.asu-edu.ru>

Электронно-библиотечная система (ЭБС) ООО «Политехресурс» «Консультант студента». Многопрофильный образовательный ресурс «Консультант студента» является электронной библиотечной системой, предоставляющей доступ через сеть Интернет к учебной литературе и дополнительным материалам, приобретенным на основании прямых договоров с правообладателями. Каталог в настоящее время содержит около 15000 наименований. www.studentlibrary.ru.

9. МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

Материально-техническое обеспечение учебной дисциплины включает в себя лекционную аудиторию (доска – 1 шт., интерактивная доска – 1 шт.), лабораторию по проведению лабораторного практикума и семинарских занятий (лабораторные столы – 13 шт., стулья – 25 шт., доска – 1 шт., проектор – 1 шт., экран проектора – 1 шт., компьютер – 1 шт., вытяжной шкаф – 2 шт., сушильный шкаф – 1 шт., спектрофотометр – 1 шт., плитка электрическая – 1 шт.). Лабораторный практикум обеспечен химическими реактивами, лабораторной посудой и учебно-научным оборудованием: шкафы для химических реактивов и химической посуды, набор химических реактивов, набор химической посуды.

10. ОСОБЕННОСТИ РЕАЛИЗАЦИИ ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ) ПРИ ОБУЧЕНИИ ИНВАЛИДОВ И ЛИЦ С ОГРАНИЧЕННЫМИ ВОЗМОЖНОСТЯМИ ЗДОРОВЬЯ

Рабочая программа дисциплины при необходимости может быть адаптирована для обучения (в том числе с применением дистанционных образовательных технологий) лиц с ограниченными возможностями здоровья, инвалидов. Для этого требуется заявление обучающихся, являющихся лицами с ограниченными возможностями здоровья, инвалидами, или их законных представителей и рекомендации психолого-медико-педагогической комиссии. При обучении лиц с ограниченными возможностями здоровья учитываются их индивидуальные психофизические особенности. Обучение инвалидов осуществляется также в соответствии с индивидуальной программой реабилитации инвалида (при наличии).

Для лиц с нарушением слуха возможно предоставление учебной информации в визуальной форме (краткий конспект лекций; тексты заданий, напечатанные увеличенным шрифтом), на аудиторных занятиях допускается присутствие ассистента, а также сурдопереводчиков и тифлосурдопереводчиков. Текущий контроль успеваемости осуществляется в письменной форме: обучающийся письменно отвечает на вопросы, письменно выполняет практические задания. Доклад (реферат) также может быть представлен в письменной форме, при этом требования к содержанию остаются теми же, а требования к качеству изложения материала (понятность, качество речи, взаимодействие с аудиторией и т. д.) заменяются на соответствующие требования, предъявляемые к письменным работам (качество оформления текста и списка литературы, грамотность, наличие иллюстрационных материалов и

т. д.). Промежуточная аттестация для лиц с нарушениями слуха проводится в письменной форме, при этом используются общие критерии оценивания. При необходимости время подготовки к ответу может быть увеличено.

Для лиц с нарушением зрения допускается аудиальное предоставление информации, а также использование на аудиторных занятиях звукозаписывающих устройств (диктофонов и т. д.). Допускается присутствие на занятиях ассистента (помощника), оказывающего обучающимся необходимую техническую помощь. Текущий контроль успеваемости осуществляется в устной форме. При проведении промежуточной аттестации для лиц с нарушением зрения тестирование может быть заменено на устное собеседование по вопросам.

Для лиц с ограниченными возможностями здоровья, имеющих нарушения опорно-двигательного аппарата, на аудиторных занятиях, а также при проведении процедур текущего контроля успеваемости и промежуточной аттестации могут быть предоставлены необходимые технические средства (персональный компьютер, ноутбук или другой гаджет); допускается присутствие ассистента (ассистентов), оказывающего обучающимся необходимую техническую помощь (занять рабочее место, передвигаться по аудитории, прочитать задание, оформить ответ, общаться с преподавателем).