Министерство науки и высшего образования Российской Федерации
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
«КУБАНСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»
Факультет химии и высоких технологий

УТВЕРЖДАЮ:
Проректор по учебной работе,
качеству образования – первый
проректор
_____Хагуров Т.А.
подпись
«28» 05 2021 г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ

Б1.О.17 ПРАКТИКУМ ПО НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

Направление подготовки – 04.03.01 Химия

Направленность (профиль) – Химическая экспертиза и экологическая безопасность

Форма обучения – очная

Квалификация – бакалавр

ДОКУМЕНТ ПОДПИСАН
ЭЛЕКТРОННОЙ ПОДПИСЬЮ

Сертификат:
4E23D21DF7CC6DF6D9D04D6AEAE74F342DA725D9
Владелец: Хагуров Темыр Айтечевич
Действителен: с 13.05.2021 до 13.08.2022

Краснодар 2021

Рабочая программа дисциплины «Практикум по неорганической химии» составлена в соответствии с федеральным государственным образовательным стандартом высшего образования (ФГОС ВО) по направлению подготовки 04.03.01 Химия, квалификация - бакалавр

Программу составили:
Н.Н. Буков, профессор кафедры общей, неорганической химии и информационно-вычислительных технологий в химии, д-р хим. наук

Н.В. Пащевская, доцент кафедры общей, неорганической химии и информационно-вычислительных технологий в химии, канд. хим. наук

Рабочая программа дисциплины «Практикум по неорганической химии» утверждена на заседании кафедры общей, неорганической химии и информационно-вычислительных технологий в химии
протокол № 10 «17» 05 2021г.
Заведующий кафедрой Буков Н.Н.

Утверждена на заседании учебно-методической комиссии факультета химии и высоких технологий
протокол № 7 « 24 » 05 2021г.
Председатель УМК факультета Беспалов А.В.

Рецензенты:
Р.В. Горохов, главный специалист ООО «Современные технологии», кандидат химических наук, доцент

В.А. Исаев, профессор кафедры физики и информационных систем Кубанского государственного университета, доктор физико-математических наук, доцент

1 Цели и задачи изучения дисциплины (модуля).

1.1 Цель освоения дисциплины.

Практикум по неорганической химии является неотъемлемой частью курса «Неорганическая химия», целью которого является формирование и развитие навыков проведения химического эксперимента, как основного метода изучения химических систем, и интерпретации полученных результатов на основе базовых понятий и фундаментальных законов общей и неорганической химии.

1.2 Задачи дисциплины.

– Освоить методы проведения химического эксперимента, как основного средства изучения химических явлений.

– Сформировать умения и навыки безопасного обращения с лабораторным оборудованием и химическими материалами с учетом их физических и химических свойств.

– Сформировать умения и навыки планирования, постановки, проведения химического эксперимента и описания полученных результатов на основе фундаментальных законов химии в зависимости от цели исследования.

– Расширить и закрепить базовые понятия химии, необходимые для дальнейшего изучения аналитической, органической и физической химии.

– Сформировать умения и навыки самостоятельной работы с источниками научно-технической информации.

– Развить способности к творчеству, в том числе к научно-исследовательской работе, и выработать потребность к самостоятельному приобретению знаний.

1.3 Место дисциплины (модуля) в структуре образовательной программы.

Дисциплина «Практикум по неорганической химии» относится к дисциплинам базовой части блока Б1. учебного плана направления 04.03.01 Химия, направленность (профиль) «Неорганическая химия и химия координационных соединений» и логично связана с одновременно изучаемыми дисциплинами «Неорганическая химия», «Введение в термодинамику», «Кристаллография», «Математика», «Физика».

Освоение дисциплины «Практикум по неорганической химии» необходимо как предшествующее дисциплинам базовой части «Аналитическая химия», «Физическая химия», «Органическая химия», «Химическая технология», а также дисциплин вариативной части учебного плана подготовки бакалавров по направлению 04.03.01 Химия – «Химия координационных соединений», «Строение вещества», «Методы исследования неорганических и координационных соединений» и других.

1.4 Перечень планируемых результатов обучения по дисциплине (модулю), соотнесенных с планируемыми результатами освоения образовательной программы.

Изучение данной учебной дисциплины направлено на формирование у обучающихся следующих компетенций:

Код и наименование индикатора достижения компетенции	Результаты обучения по дисциплине
ОПК-2. Способен проводить с соблюдением норм техники безопасности химический эксперимент, включая синтез, анализ, изучение структуры и свойств веществ и материалов, исследование процессов с их участием	
ИОПК-2.1. Работает с химическими веществами с соблюдением норм техники	Знает правила техники безопасности при работе с химическими веществами различной природы

безопасности	Умеет работать с химическими веществами с соблюдением норм техники безопасности на основе представлений о химических и физических свойствах исследуемых соединений.
	Владеет навыками безопасного обращения с химическими соединениями и лабораторным оборудованием
ИОПК-2.2. Синтезирует вещества и материалы разной природы с использованием имеющихся методик	Знает стандартные приемы синтеза неорганических веществ и материалов, базовые и специальные экспериментальные методы синтеза соединений различных классов.
	Умеет проводить синтез неорганических веществ и материалов по заданной методике, на основе анализа структуры и свойств соединений подбирать наиболее оптимальные методики синтеза целевого продукта, оценить выход целевого продукта при неорганическом синтезе, объяснить возможные причины его отличия от теоретически возможного
	Владеет навыками анализа и планирования эксперимента, навыками оформления протоколов неорганического синтеза
ИОПК-2.3. Проводит стандартные операции для определения химического состава веществ и материалов на их основе	Знает методы экспериментального исследования состава и свойств химических веществ и материалов на их основе
	Умеет корректно интерпретировать результаты определения химического состава и физико-химических характеристик неорганических веществ и материалов
	Владеет стандартными инструментальными методами исследования неорганических веществ и материалов
ИОПК-2.4. Исследует свойства веществ и материалов с использованием современного научного оборудования	Знает теоретические основы методов определения химического состава и свойств неорганических веществ и материалов
	Умеет осуществить выбор методики и необходимого лабораторного оборудования для исследования свойств веществ и материалов
	Владеет навыками работы с современным оборудованием химической лаборатории при решении практических задач

Результаты обучения по дисциплине достигаются в рамках осуществления всех видов контактной и самостоятельной работы обучающихся в соответствии с утвержденным учебным планом.

Индикаторы достижения компетенций считаются сформированными при достижении соответствующих им результатов обучения.

2. Структура и содержание дисциплины.

2.1 Распределение трудоёмкости дисциплины по видам работ.

Общая трудоёмкость дисциплины составляет 7 зач.ед. (252 часов), их распределение по видам работ представлено в таблице

Вид учебной работы		Всего часов	Семестры (часы)	
			1	2
Контактная работа, в том числе:		**204,4**	**102,2**	**102,2**
Аудиторные занятия (всего):		**204,4**	**102,2**	**102,2**
Занятия лекционного типа		-	-	-
Лабораторные занятия		204	102	102
Занятия семинарского типа (семинары, практические занятия)		-	-	-
Иная контактная работа:		**0,4**	**0,2**	**0,2**
Контроль самостоятельной работы (КСР)		-	-	-
Промежуточная аттестация (ИКР)		0,4	0,2	0,2
Самостоятельная работа, в том числе:		**47,6**	**41,8**	**5,8**
Проработка учебного (теоретического) материала		8	6	2
Подготовка к лабораторным работам		38	35	3
Подготовка к текущему контролю		1,6	0,8	0,8
Контроль:		**-**	**-**	**-**
Подготовка к экзамену		-	-	-
Общая трудоемкость	**час.**	**252**	**144**	**108**
	в том числе контактная работа	**204,4**	**102,2**	**102,2**
	зач. ед	**7**	**4**	**3**

2.2 Содержание дисциплины:

Распределение видов учебной работы и их трудоемкости по разделам дисциплины.

Разделы (темы) дисциплины, изучаемые в 1 семестре

№	Наименование разделов (тем)	Количество часов				
		Всего	Аудиторная работа			Внеаудиторная работа
			Л	ПЗ	ЛР	СРС
1	2	3	4	5	6	7
	Основные понятия и законы химии	29	-	-	24	5
	Энергетика и направление химических процессов	17	-	-	12	5
	Химическая кинетика	17	-	-	12	5
	Многокомпонентные системы; растворы	29	-	-	24	5
	Окислительно-восстановительные реакции	17	-	-	12	5

	Строение атома. Периодический закон и периодическая система Состав атомного ядра, радиоактивность	11	-	-	6	5
	Химическая связь	12	-	-	6	6
	Комплексные соединения	11,8	-	-	6	5,8
Итого		143,8	-	-	102	41,8

Примечание: Л – лекции, ПЗ – практические занятия / семинары, ЛР – лабораторные занятия, СРС – самостоятельная работа студента

Разделы (темы) дисциплины, изучаемые в 2 семестре

№	Наименование разделов (тем)	Количество часов				
		Всего	Аудиторная работа			Внеаудиторная работа
			Л	ПЗ	ЛР	СРС
1	2	3	4	5	6	7
	Кислород. Водород. Перекись водорода	6,35	-	-	6	0,35
	Элементы VII А группы.	6,35	-	-	6	0,35
	Элементы VI А группы.	6,35	-	-	6	0,35
	Элементы VI А группы.	12,35	-	-	12	0,35
	Элементы IV А группы.	6,35	-	-	6	0,35
	Элементы III А группы.	6,35	-	-	6	0,35
	s-элементы II группы	6,35	-	-	6	0,35
	s-элементы I группы	6,35	-	-	6	0,35
	Элементы побочных подгрупп III - V групп.	6,35	-	-	6	0,35
	Элементы побочной подгруппы VI группы.	6,35	-	-	6	0,35
	Элементы побочной подгруппы VII группы.	6,35	-	-	6	0,35
	Элементы побочной подгруппы VIII группы.	6,35	-	-	6	0,35
	Элементы побочной подгруппы I группы.	6,35	-	-	6	0,35
	Элементы побочной подгруппы II группы.	6,35	-	-	6	0,35
	Редкоземельные элементы	6,35	-	-	6	0,35
	Комплексные соединения	6,35	-	-	6	0,55
Итого		107,8	-	-	102	5,8
	Итого по дисциплине:	252	-	-	204	47,6

2.3 Содержание разделов (тем) дисциплины:

2.3.1 Занятия лекционного типа.

Занятия лекционного типа не предусмотрены

2.3.2 Занятия семинарского типа.

Занятия семинарского типа не предусмотрены

2.3.3 Лабораторные занятия

I семестр

№	Наименование лабораторных работ	Форма текущего контроля
1	2	3
1.	**Знакомство с работой в химической лаборатории.** Правила безопасности при работе в лаборатории. Основные приемы работы в химической лаборатории. Химические посуда, реактивы, нагревательные приборы. Проведение химического эксперимента.	Отчет по лабораторной работе
2.	**Методы очистки веществ.**	Отчет по лабораторной работе
	Основные законы химии. Газовые законы. Определение молярных и эквивалентных масс веществ. Определение эквивалентов простых и сложных веществ.	Отчет по лабораторной работе
	Основные законы химии. Газовые законы. Определение молярных и эквивалентных масс веществ. Определение молекулярных и атомных масс веществ.	Отчет по лабораторной работе, контрольная работа
	Строение атома и химическая связь. Периодический закон Д.И. Менделеева.	Коллоквиум
	Химическая термодинамика. Определение энтальпий химических реакций.	Отчет по лабораторной работе, коллоквиум
	Химическая кинетика. Скорость химических реакций. Химическое равновесие.	Отчет по лабораторной работе, коллоквиум
	Растворы. Способы выражения концентрации растворов. Растворы. Приготовление растворов различных концентраций.	Отчет по лабораторной работе
	Электролитическая диссоциация. Равновесия в растворах электролитов.	Отчет по лабораторной работе
	Гетерогенные равновесия.	Отчет по лабораторной

		работе
	Ионное произведение воды. Водородный показатель. Гидролиз солей.	Отчет по лабораторной работе, контрольная работа
	Окислительно-восстановительные реакции. Окислительно-восстановительные свойства простых и сложных веществ.	Отчет по лабораторной работе
	Электрохимические процессы	Отчет по лабораторной работе
	Комплексные соединения.	Отчет по лабораторной работе
	Решение экспериментальных исследовательских задач	Защита решения экспериментальной задачи

II семестр

1	2	3
	Кислород, водород, вода, перекись водорода.	Отчет по лабораторной работе
	Элементы VII А группы. Галогены и их соединения	Отчет по лабораторной работе
	Элементы VI А группы. Сера и ее соединения.	Отчет по лабораторной работе
	Элементы V А группы. Азот и его соединения.	Отчет по лабораторной работе
	Элементы V А группы. Фосфор, сурьма, висмут и их соединения.	Отчет по лабораторной работе
	Элементы IV А группы. Углерод, кремний, олово свинец и их соединения.	Отчет по лабораторной работе
	Элементы III А группы. Бор, алюминий.	Отчет по лабораторной работе
	Элементы I А и II А групп. Щелочные и щелочноземельные металлы, бериллий, магний.	Отчет по лабораторной работе

	Синтезы соединений непереходных элементов.	Защита работы
	Элементы побочных подгрупп III - V групп. Титан, ванадий и их соединения.	Отчет по лабораторной работе
	Элементы побочной подгруппы VI группы. Хром, молибден, вольфрам и их соединения.	Отчет по лабораторной работе
	Элементы побочной подгруппы VII группы. Марганец и его соединения.	Отчет по лабораторной работе
	Элементы побочной подгруппы VIII группы. Железо, кобальт, никель. Комплексные соединения железа, кобальта, никеля.	Отчет по лабораторной работе
	Элементы побочной подгруппы I и II группы. Медь, серебро, цинк, кадмий и их соединения.	Отчет по лабораторной работе
	Редкоземельные элементы	Отчет по лабораторной работе
	Синтезы соединений переходных элементов	Защита работы

План лабораторных работ
по дисциплине «Практикум по неорганической химии»
I семестр

№ п/п	Тема занятия	Лит-ра	Кол-во часов
1.	**Знакомство с работой в химической лаборатории.** Правила безопасности при работе в лаборатории. Основные приемы работы в химической лаборатории. Химические посуда, реактивы, нагревательные приборы. Приемы проведения химического эксперимента. *Лаб. работа:* Химическая посуда. Реактивы. Нагревательные приборы.	[1], с.3 с. 8	6
2.	**Методы очистки веществ.** *Лаб. работа:* Очистка твердых веществ методами перекристаллизации и возгонки. Очистка жидкостей методом перегонки. Очистка газов. Опыт 1. Очистка твердых веществ перекристаллизацией из раствора (медного купороса, нитрата калия, сульфата магния, иодида калия) Опыт 2. Очистка йода возгонкой. Опыт 3. Очистка воды от растворенных веществ дистилляцией. Опыт 4. Определение температуры плавления.	[2], с.98 с. 102 с. 104	6

3.	**Основные законы химии. Газовые законы. Определение молярных и эквивалентных масс веществ.** *Лаб. работа:* Определение эквивалентов простых и сложных веществ. Опыт 3. Определение эквивалентов металлов. Опыт 4. Определение эквивалентов карбонатов.	[1], с.64 с. 67	6
4.	**Основные законы химии. Газовые законы. Определение молярных и эквивалентных масс веществ.** *Лаб. работа:* Определение молекулярных и атомных масс веществ. Опыт 1. Определение атомной массы металлов. Опыт 2. Определение молекулярной массы диоксида углерода (IV). **Контрольная работа: Основные законы химии**	[1], с.60 с. 62	6
5.	**Строение атома и химическая связь. Периодический закон.** Квантовые числа. Составление электронных формул атомов и ионов. Определение валентности и степени окисления исходя из строения электронной оболочки атомов. Определение формы молекул с использованием методов ВС и ОВЭП. Гибридизация. Построение диаграмм МО для двух- и многоатомных молекул и ионов, определение порядка связи и магнитных свойств частиц.	[3], с.37-41	6
6.	**Химическая термодинамика.** Первый и второй законы термодинамики. Расчет тепловых эффектов химических реакций с использованием закона Гесса. Расчет изменений энтропии и энергии Гиббса. *Лаб. работа:* Определение энтальпий химических реакций. Опыт 1. Определение энтальпии реакции присоединения кристаллизационной воды к безводной соли. Опыт 2. Определение энтальпии реакции нейтрализации. Опыт 3. Определение энтальпии реакции осаждения. **Коллоквиум: Строение атома и химическая связь. Периодический закон Д.И. Менделеева**	[1], с.69 с.79 с. 81 с. 83	6
7.	**Химическая кинетика.** Скорость химической реакции и ее зависимость от различных факторов. Катализ и катализаторы. Химическое равновесие и условия его смещения. *Лаб. работа:* Скорость химических реакций. Химическое равновесие. Опыт 1. Влияние концентрации реагирующих веществ на скорость химической реакции. Опыт 2. Влияние температуры на скорость химической реакции. Опыт 3. Влияние величины поверхности соприкосновения реагирующих веществ на скорость химической реакции в гетерогенной системе. Опыт 4. Влияние катализатора на скорость химической реакции. Опыт 5. Влияние концентрации веществ на химическое равновесие.	[1], с.86 с.90 с.91 с. 92 с. 93 с. 94	6
8.	**Растворы. Способы выражения концентрации растворов.**	[1],	6

	Способы выражения концентрации растворов. Растворимость твердых веществ, жидкостей и газов. Коллигативные свойства растворов неэлектролитов. *Лаб. работа:* Растворы. Приготовление растворов различных концентраций. Опыт 1. Приготовление 5%-ного раствора дихромата калия растворением сухого вещества. Опыт 2. Приготовление 0,1 М раствора Сульфата меди (карбоната натрия) растворением кристаллогидрата. Опыт 3. Приготовление 0,1 Н раствора серной кислоты разбавлением более концентрированного раствора. Опыт 4. Определение точной концентрации раствора кислоты методом титрования. Опыт 5. Приготовление пересыщенного раствора сульфата меди. Опыт 6. Приготовление пересыщенного раствора тиосульфата натрия. **Коллоквиум : Химическая термодинамика и кинетика.**	с.98 с.107 с.108 с. 108 с. 109 с. 110 с. 110	
9.	**Электролитическая диссоциация.** Электролиты и неэлектролиты. Сильные и слабые электролиты. Количественные характеристики электролитической диссоциации. Смещение диссоциации слабого электролита. Ионная сила раствора, активная концентрация раствора сильного электролита, средний коэффициент активности сильного электролита и ионов. *Лаб. работа:* Электролитическая диссоциация. Опыт 1. Экспериментальные наблюдения электролитической диссоциации. - Электропроводность водных растворов кислот, солей и оснований. Сильные и слабые электролиты. - наблюдения движения ионов в растворах электролитов. - Сравнение химической активности соляной и уксусной кислот. Опыт 2. Определение изотонического коэффициента и кажущейся степени диссоциации хлорида натрия криоскопическим методом. Опыт 3. Смещение равновесия диссоциации слабого электролита. - Влияние разбавления раствора на степень электролитической диссоциации. - Влияние добавление соли слабой кислоты на степень диссоциации этой кислоты. - Влияние добавление соли слабого основания на степень диссоциации этого основания. Опыт 4. Направление обменных ионных процессов в растворах электролитов. - Образование малорастворимых веществ. - Образование слабых кислот и оснований. - Реакции нейтрализации. - Образование летучих продуктов реакции.	[4], с.3 с.6 с. 8 с. 10 с. 12	6
10.	**Гетерогенные равновесия.** Равновесие между раствором электролита и осадком, условия его смещения. Произведение растворимости и произведение	[4], с.16	6

	концентраций (активностей). Условия выпадения осадков. Солевой эффект. *Лаб. работа:* Гетерогенные равновесия. Опыт 1. условия выпадения осадков. Опыт 2. Полнота осаждения иона. Опыт 3. Зависимость последовательности выпадения осадков малорастворимых веществ от величины их произведения растворимости. Опыт 4. Растворение осадков малорастворимых электролитов при химических взаимодействиях. Опыт 5. Влияние величины произведения растворимости электролита на его способность к химическому взаимодействию. Опыт 6. Получение одних малорастворимых соединений из других. Опыт 7. Образование одним ионом нескольких малорастворимых соединений. Опыт 8. Смещение равновесия в направлении образования менее растворимых соединений.	 с. 18 с. 18 с. 19 с. 19 с. 19 с. 20 с. 20 с. 21	
11.	**Ионное произведение воды. Водородный показатель. Гидролиз солей.** Диссоциация воды. Водородный показатель. Определения водородного показателя среды методами визуального колориметрирования и pH-метрии. Определение pH растворов сильных и слабых кислот, оснований, гидролизующихся солей и буферных систем. Влияние природы солей, температуры, концентрации на степень их гидролиза. Условия протекания «необратимого гидролиза». Буферные растворы, расчет pH, буферная ѐмкость. *Лаб. работа:* Ионное произведение воды. Водородный показатель. Гидролиз солей. Опыт 1. Измерение водородного показателя среды раствора методом визуального колориметрирования. Опыт 2. Определение pH раствора при помощи универсального индикатора Опыт 3. Измерение водородного показателя среды раствора электрохимическим методом. Опыт 4. Реакция среды в растворах различных солей. Опыт 5. Полный («необратимый») гидролиз солей. Опыт 6. Влияние силы кислоты и основания, образующих соль, на степень ее гидролиза. Опыт 7. Влияние температуры на степень гидролиза соли. Опыт 8. Влияние разбавления раствора на степень гидролиза соли. Опыт 9. Влияние изменения концентрации водородных ионов на гидролиз соли.	[4], с.25 с. 28 с. 29 с. 30 с. 31 с. 31	6

	Опыт 10. Получение ацетатного и аммонийного буферных растворов и испытание их буферного действия. Опыт 11. Влияние разбавления на pH буферных растворов	с. 32 с. 32 с. 33 с. 33 с. 34 с. 34	
12.	**Окислительно-восстановительные реакции** Методы изучения и расчета окислительно-восстановительных процессов. Окислители и восстановители. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций, протекающих в водных растворах методом ионно-молекулярных полуреакций. Количественные характеристики окислительно-восстановительных переходов. Электродные потенциалы метал-лов. Использование табличных данных для оценки возможности протекания окислительно-восстановительных реакций в стандартных условиях. Уравнения Нернста для потенциала электрода и для редокс-реакции. Влияние pH на величину потенциалов водородного, кислородного и других электродов. Участие воды в реакциях в качестве окислителя и восстановителя, зависимость от pH. Схемы Латимера. *Лаб. работа:* Окислительно-восстановительные свойства простых и сложных веществ. Опыт 1. Изучение окислительно-восстановительных свойств простых веществ. Опыт 2. Проявление окислительных и восстановительных свойств элементом в зависимости от его степени окисления. - Восстановительные свойства атомов элементов в отрицательной степени окисления; - Окислительные свойства атомов элементов в высшей степени окисления; - Окислительные и восстановительные свойства атомов элементов в промежуточных степенях окисления. Опыт 3. Значение среды в окислительно-восстановительных процессах. Опыт 4. Реакции диспропорционирования (самоокисления-самовосстановления) - Реакция диспропорционирования сульфита натрия; - Реакция диспропорционирования брома; - Влияние pH среды на смещение равновесия в реакциях	[4], с.37 с. 57 с. 58	6

	диспропорционирования. Опыт 5. Внутримолекулярные окислительно-восстановительные реакции. - Разложение нитрата меди; - Разложение дихромата аммония. Опыт 6. Окислительно-восстановительные реакции с участием органических веществ - Восстановление дихромата калия спиртом; - Восстановление аммиачного раствора нитрата серебра формальдегидом; - Восстановление перманганата калия щавелевой кислотой **Контрольная работа: Растворы. Электролитическая диссоциация.**	с. 60 с. 61 с. 62 с. 63	
13.	**Электрохимические процессы** Количественные характеристики окислительно-восстановительных переходов. Электродные потенциалы металлов. Гальванический элемент. Водородный электрод и водородный нуль отсчета потенциалов. Электролиз растворов и расплавов, процессы, протекающие на катоде и аноде, учет влияния плотности тока на электродный потенциал. Коррозия металлов, механизм электрохимической коррозии, способы защиты от коррозии. *Лаб. работа:* Электрохимические процессы. Опыт 1. Изготовление гальванического элемента и измерение его ЭДС. Опыт 2. Исследование зависимости ЭДС гальванического элемента от концентрации соли. Опыт 3. Определение произведения растворимости и термодинамических характеристик процесса растворения малорастворимых соединений. Опыт 4. Электролиз водного раствора сульфата натрия с нерастворимыми электродами. Опыт 5. Получение цинка электролизом. Опыт 6. Электролитическое рафинирование меди. Опыт 7. Коррозия металлов - Коррозия железа в контакте с углеродом; - Влияние природы контактирующих металлов на скорость коррозии железа;	[4], с.64 с. 64 с. 64 с. 66 с. 66 с. 68 с. 69 с. 70	6

	- Пассивность металла; - Активирующее действие ионов хлора. Опыт 8. Защита металлов от коррозии - Электрохимическое оксидирование алюминия; - Оксидирование магния и его сплавов; - Катодная защита металла; - Протекторная защита металла.	 с. 73	
14.	**Комплексные соединения.** Способы получения комплексные соединений. Устойчивость комплексных соединений. Поведение комплексных соединений в реакциях замещения, лигандного обмена, окислительно-восстановительных процессах. Применение метода валентных связей, теории кристаллического поля, метод молекулярных орбиталей для описания химических связей между комплексообразователем и лигандами и интерпретация свойств и структуры комплексных соединений. *Лаб. работа:* Комплексные соединения. Катионные комплексы: Опыт 1. Комплексное основание никеля Опыт 2. Получение и исследование сульфата тетрааммминмеди (II) Анионные комплексы: Опыт 3. Получение тетраиодовисмутата (III) калия. Опыт 4. Получение гидроксокомплексов. Внутрикомплексные соединения: Опыт 5. Получение нейтральных комплексов железа(III). Комплексные соединения в реакциях обмена: Опыт 6. Взаимодействие гексацианоферрата(II) калия с солями меди и цинка. Комплексные соединения в окислительно-восстановительных реакциях: Опыт 7. Восстановление серебра из его комплексного соединения. Опыт 8. Восстановление гексацианоферрата (III) калия. Опыт 9. Окисление гексацианоферрата (II) калия. Устойчивость комплексных ионов. Разрушение комплексов. Опыт 10. Разрушение комплекса при разбавлении раствора. Опыт 11. Сравнительная устойчивость роданидного комплекса кобальта в воде и в спирте. Опыт 12. Влияние электронной конфигурации комплексообразователя на окраску комплекса. Опыт 13. Разрушение комплекса при осаждении комплексообразователя. Опыт 14. Двойные соли. Опыт 15. Гидратная изомерия аквакомплексов хрома (III).	[4], с.79 с. 85 с. 86 с. 86 с. 87 с. 87 с. 88 с. 88 с. 88 с. 89 с. 90 с. 90 с. 91 с. 91 с. 92 с. 93	6
15.	**Решение экспериментальных задач.** Решение экспериментальных задач является самостоятельной работой студента, выполняется по предложенной тематике и заключается в подборе методики выполнения эксперимента, получении экспериментальных данных и их обработке с		12

	представлением и интерпретацией полученных результатов.		
16.	**Зачетное занятие**		6
	ВСЕГО:		102

[1] Костырина, Т.В. (КубГУ). Общая химия [Текст] : лабораторный практикум. [Ч. 1] / Т. В. Костырина, Т. П. Стороженко, В. А. Волынкин ; М-во образования и науки Рос. Федерации, Кубанский гос. ун-т. - Краснодар : [Кубанский государственный университет], 2015. - 113 с.
[2] Зайцев, О.С., Исследовательский практикум по общей химии. [Текст] : учебное пособие ; М.: Изд-во МГУ, 1994. - 480 с.
[3] Ардашникова, Е.И. Сборник задач по неорганической химии. [Текст] : учебное пособие для студентов высших учеб. заведений/ Е.И. Ардашникова, Г.Н. Мазо, М.Е. Тамм / под ред. Ю.Д. Третьякова; М.: Издательский центр «Академия», 2008. - 208 с.
[4] Костырина, Т.В. (КубГУ). Общая химия [Текст] : лабораторный практикум. Ч. 2 / Т. В. Костырина, Т. П. Стороженко, В. А. Волынкин ; М-во образования и науки Рос. Федерации, Кубанский гос. ун-т. - Краснодар : [Кубанский государственный университет], 2016. - 97 с.

План лабораторных работ
по дисциплине «Практикум по неорганической химии»
2 семестр

№ п/п	Тема занятия	Лит-ра № опыта в [5]	Кол-во часов
1.	**Кислород. Водород.** *Лаб. работа:* Кислород. Водород. Перекись водорода. 1. Получение водорода (и проверка на чистоту) 1.1. Действием металла на кислоту 1.2. Действием алюминия на щелочь 1.3. Действием металла на воду 2. Восстановление водородом оксидов металлов. 2. Получение кислорода 2.1. Разложением перманганата калия	 №.10.2, с.81 №.10.3, с.83 № 12.1 с.104	6

	2.2. Разложением пероксида водорода 3. Свойства кислорода 3.1. Горение серы в кислороде 3.2. Горение угля в кислороде 3.3. Горение магния (железа) в кислороде 5. Свойства пероксида водорода 5.1. Взаимодействие с иодидом калия 5.2. Взаимодействие с сульфидом свинца 5.3. Взаимодействие с перманганатом калия	 № 12.2 с.104 № 12.3 с.105 № 12.4 с.105	
2.	**Элементы VII А группы.** *Лаб. работа:* Галогены и их соединения. 1. Получение хлора 1.1. Взаимодействием перманганата калия с соляной кислотой 1.2. Взаимодействием оксида марганца(IV) с соляной кислотой 1.3. Взаимодействием дихромата калия с соляной кислотой 1.4. Взаимодействием хлорной извести с соляной кислотой 1.5. Взаимодействием хлората калия с соляной кислотой 2. Получение брома. 2. Получение иода 2.1. Взаимодействием иодида калия с серной кислотой и пероксидом водорода. 2.2. Взаимодействием иодида калия с серной кислотой и оксидом марганца (IV). 3. Свойства хлора 3.1. Взаимодействие хлора с сурьмой 3.2. Взаимодействие хлора с красным фосфором 3.3. Взаимодействие хлора с йодом 3.4. Взаимодействие хлора с растворами бромида и йодида калия 3.5. Хлорная вода 4. Свойства брома 4.1. Получение и свойства бромной воды 5. Свойства йода 5.1. Взаимодействие с растворами галогенидов металлов. 5.2. Взаимодействие с водой при нагревании. 6. Галогениды металлов. 6.1. Малорастворимые галогениды 6.2. Окисление галогенид-ионов 6.3. Взаимодействие хлорида натрия, бромида калия и иодида калия с концентрированной серной кислотой 6.4. Взаимодействие бромида калия и иодида калия с концентрированной ортофосфорной кислотой 7. Галогениды водорода 7.1. Получение хлороводорода взаимодействием хлорида натрия с концентрированной серной кислотой. 7.2. Взаимодействие хлороводорода с водой (фонтан) 8. Белильная (хлорная) известь	 №11.1, с. 85 с. 88 с. 88 №11.2, с. 89 №11.3, с. 91 №11.4, с. 91 №11.5, с. 92 № 11.6, с. 93 № 11.8, с. 97	6
3.	**Элементы VI А группы.**		6

	Лаб. работа: Сера и ее соединения. 1. Получение модификаций серы и исследование их свойств1.1. 1.1.Получение ромбической серы. 1.2.Получение моноклинной серы. 1.3. Изменение серы при нагревании 1.4. Получение пластической серы 2. Сероводород 2.1. Получение, горение сероводорода 2.2. Взаимодействие сероводорода с бромной, йодной водой, подкисленными растворами перманганата калия и бихромата калия. 2.3. Взаимодействие сероводорода с растворами солей железа (II), марганца (II), цинка, меди, кадмия, свинца, сурьмы. 2.4. Взаимодействие сероводорода с концентрированной серной кислотой. 3. Сульфиды металлов 3.1. Получение и свойства сульфида алюминия 3.2. Получение и свойства сульфида железа 3.2. Получение и свойства сульфида цинка 3.3. Осаждение сульфидов металлов сульфидом аммония 3.4. Осаждение сульфидов металлов тиосульфатом натрия. 3.4. Свойства сульфидов, растворимых в воде 4. Оксид серы(IV) 4.1. Реакции образования оксида серы(IV) 4.2. Свойства оксида серы(IV) 5. Серная кислота и ее соли 5.1. Отношение концентрированной серной кислоты к воде 5.2. Действие серной кислоты на органические вещества 5.3. Действие серной кислоты на неметаллы 5.4. Действие серной кислоты на металлы 5.5. Термическая устойчивость сульфатов 6. Тиосульфат натрия 6.1. Свойства тиосульфата натрия	№ 13.1. с. 106 № 13.2. с. 106 № 13.3. с. 107 № 13.4. с. 110 № 13.5. с. 112 №13.6. с. 114	
4.	**Элементы VI А группы.** **Азот. Соединения азота в различных степенях окисления, оксиды и кислоты азота** *Лаб. работа:* Азот и его соединения. 1. Аммиак 1.1. Реакции получения аммиака и свойства аммиака 1.2. Получение аммиака и растворение его воде 2. Соли аммония 3. Оксиды азота 3.1. Оксид азота(I) 3.2. Оксид азота(II): получение взаимодействием меди с разбавленной азотной кислотой, окисление кислородом воздуха, действие на концентрированную азотную кислоту, действие на соль Мора.	 №14.1. с. 118 №14.2. с. 119 №14.4. с. 119	6

	4. Получение и свойства азотистой кислоты 5. Азотная кислота и ее соли 5.1. Получение дымящей азотной кислоты из нитрата натрия 5.2. Свойства дымящей азотной кислоты 5.3. Свойства разбавленной азотной кислоты 5.4 «Царская водка» 5.5. Термическая устойчивость нитратов	№14.5. с. 124 № 14.6. с. 124	
5.	**Элементы VI А группы.** **Соединения фосфора, сурьмы, висмута.** *Лаб. работа:* Фосфор, сурьма, висмут и их соединения. 1. Фосфор и его свойства 1.1. Получение белого фосфора и его воспламенение 1.2. Горение белого фосфора под водой. 2. Ортофосфорная кислота 2.1. Получение ортофосфорной кислоты 2.2. Свойства ортофосфорной кислоты и ее солей 3. Оксид сурьмы (III) 4. Оксид сурьмы (V) 5. Сульфиды и тиосоли сурьмы (III) и (V) 6. Получение и свойства висмута 7. Свойства соединений висмута(III) 8. Получение и свойства соединений висмута(V)	 № 15.1, с. 130 № 15.6, с. 133 № 16.2, с. 137 № 16.3, с. 137 № 16.4, с. 137 № 16.5, с. 137 № 16.6, с. 138 № 16.6, с. 138	6
6.	**Элементы IV А группы.** *Лаб. работа:* Углерод, кремний, олово свинец и их соединения. 1. Оксид углерода(IV): отношение к пламени; горение магния в оксиде углерода(IV); взаимодействие с водой. 2. Соли угольной кислоты: реакция с известковой водой; гидрокарбонатом натрия; разложение карбонатов металлов. 3. Оксид углерода(II): получение оксида углерода(II) действием концентрированной серной кислоты на муравьиную кислоту; восстановление оксида меди(II); отношение к известковой воде; аммиачному раствору оксида серебра; получение оксида углерода(II) действием концентрированной серной кислоты на щавелевую кислоту. 4. Свойства кремния: взаимодействие со щелочами; плавиковой кислотой и смесью плавиковой и концентрированной азотной кислоты. 5. Гидролиз соединений кремния 5.1. Гидролиз силиката натрия 5.2. Получение «неорганического сада» 5.3. Гидрогель и гидрозоль кремниевой кислоты	 № 17.1 с. 141 № 17.2, с. 142 № 17.3, с. 142 № 18.1, с. 143 № 18.2, с. 144	6

	6. Получение и свойства олова: получение олова восстановлением цинком; взаимодействие олова с кислотами и щелочами. 7. Соединения олова: 7.1. Гидроксид олова(II) 7.2. Получение и свойства гидроксостанната(II) натрия 7.3. Свойства хлорида олова(II) 7.4. Получение и свойства α-оловянной кислоты 7.5. Получение и свойства β-оловянной кислоты 7.6. Сульфиды и тиосоли олова 8. Получение и свойства свинца 8.1. Получение свинца вытеснением цинком 8.2. Свойства свинца: взаимодействие с кислотами и щелочами 9. Оксиды и гидроксиды свинца 9.1. Свойства оксидов свинца 9.2. Гидроксид свинца(II) 10. Соли свинца и его свойства 10.1. Иодид свинца 10.2. Основной карбонат свинца 10.3. Сульфид свинца	№ 19.1, с. 147 № 19.2, с. 147 № 19.3, с. 148 № 19.4, с. 149 № 19.5, с. 150	
7.	**Коллоквиум:** Химия элементов IV – VII групп главных подгрупп и их соединений (химическая связь в соединениях элементов главных подгрупп IV – VII групп; закономерности в изменении кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств)		2
8.	**Синтезы: Соединения неметаллов**		10
9.	**Элементы III А группы. Редкоземельные элементы.** *Лаб. работа:* Бор, алюминий. Редкоземельные элементы. 1. Получение и свойства борной кислоты 1.1. Получение борной кислоты из буры 1.2. Свойства борной кислоты 2. Окрашенные перлы буры 3. Свойства алюминия: действие на алюминий концентрированных и разбавленных растворов кислот и оснований. 4. Получение и свойства гидроксида алюминия: взаимодействие с кислотами, щелочами, раствором аммиака. 5. Соли алюминия: гидролиз солей алюминия. 6. Редкоземельные элементы. 6.1. Соединения лантана (III) и церия (III): получение гидроксида лантана; получение и свойства гидроксида церия (III); свойства солей церия (III). 6.2. Соединения церия (IV): получение гидроксида церия (IV); получение и свойства солей церия (IV); пероксосоединения церия.	 № 20.2, с. 155 № 20.3, с. 156 № 23.1, с. 166 № 23.2, с. 167 № 23.3, с. 167	6
10.	**Элементы I А и II А групп.** *Лаб. работа:* Щелочные и щелочноземельные металлы, бериллий, магний.		6

	1. Взаимодействие щелочных металлов с водой 2. Гидроксиды щелочных металлов: получение по реакции безводного карбоната натрия с гашеной известью. 3. Соли щелочных элементов 3.1. Получение и свойства карбоната натрия 3.2. Малорастворимые соли лития и калия 4. Свойства магния : горение магния, взаимодействие с водой с присутствии хлорида аммония. 5. Получение и свойства гидроксида магния 6. Соли магния 6.1. Карбонаты магния 6.2. Магнийаммонийфосфат 7. Соли кальция, стронция, бария	№ 21.1, с. 156 № 21.3, с. 158 № 21.4, с. 159 № 22.1, С. 162 № 22.2, с. 162 № 22.3, с. 162 № 22.4, с. 163	
11.	**Элементы побочных подгрупп III - V групп.** *Лаб. работа:* Титан, ванадий и их соединения. 1. Свойства титана : взаимодействие с кислотами. 2. Соединения титана(IV) 2.1. Титановая кислота 2.2. Пероксидные соединения 3. Соединения титана(III) 3.1. Получение раствора сульфата титана(III) 3.2. Свойства соединений титана(III): взаимодействие с перманганатом калия, гидроксидом натрия, кислородом воздуха. 4. Свойства ванадия 4.1. Получение и свойства оксида ванадия 4.2. Поливанадаты и ванадиевая кислота 4.3. Соли ванадиевой кислоты 4.4. Пероксидные соединения ванадия 5. Соединения ванадия в низших степенях окисления: последовательное взаимодействие ванадата натрия с цинком, солью железа(II), иодидом калия, сульфитом натрия; получение гидроксидов соединений ванадия и исследование их свойств; отношение к перманганату калия; окисление на воздухе.	 № 24.1, с. 170 № 24.2, с. 170 № 24.3, с. 171 № 25.2, с. 172 № 25.3, с. 173	6
12.	**Элементы побочной подгруппы VI группы.** *Лаб. работа:* Хром, молибден, вольфрам и их соединения. 1. Соединения хрома(II) 1.1. Получение хлорида хрома(II): взаимодействие цинка с хлоридом хрома(III). 1.1. Свойства хлорида хрома(II): взаимодействие с ацетатом натрия; гидроксидом натрия; кислородом воздуха. 2. Соединения хрома(III) 2.1. Получение и свойства оксида хрома(III) 2.2. Получение и свойства гидроксида хрома(III) 2.3. Свойства солей хрома(III)	 № 26.2, с. 175 № 26.3, с. 176	6

	3. Соединения хрома(VI) 3.1. Свойства солей хромовых кислот 3.2. Получение и свойства оксида хрома(VI) 3.3 Пероксидные соединения хрома. 4. Молибден, вольфрам 4.1. Молибденовый и вольфрамовый ангидриды 4.2. Молибденовые и вольфрамовые кислоты 4.3. Тиосоли и сульфиды молибдена и вольфрама 4.4. Восстановление соединений молибдена(VI) и вольфрама(VI) 4.5. Пероксидные соединения молибдена и вольфрама	№ 26.4, с. 177 № 26.5, с. 178	
13.	**Элементы побочной подгруппы VII группы.** *Лаб. работа:* Марганец и его соединения. 1. Соединения марганца(II). 1.1. Гидроксид марганца(II): получение, взаимодействие с растворами кислот и щелочей, бромной водой. 1.2. Соли марганца(II). 2. Соединения марганца(III) 3. Соединения марганца(IV): получение и взаимодействие с концентрированной соляной кислотой, концентрированной щелочью, подкисленным раствором перекиси водорода, щавелевой кислотой. 4. Соединения марганца(V) 5. Соединения марганца(VI): получение и свойства манганата калия. 6. Свойства перманганата калия: разложение, окисление глюкозы, сульфида натрия, иодида калия, сульфита натрия, сульфата железа (II).	 № 27.2, с. 186 № 27.3, с. 187 № 27.4, с. 187 № 27.5, с. 187 № 27.6, с. 187 № 27.7, с. 187	6
14.	**Элементы побочной подгруппы VIII группы.** *Лаб. работа:* Железо, кобальт, никель. Комплексные соединения железа, кобальта, никеля. 1. Свойства железа, кобальта и никеля: взаимодействие с концентрированными и разбавленными растворами кислот и щелочей на холоду и при нагревании. 2. Гидроксиды железа, кобальта и никеля 2.1. Гидроксид железа(II) 2.2. Гидроксид железа(III) 2.3. Гидроксид кобальта(II) 2.4. Гидроксид кобальта(III) 2.5. Гидроксид никеля(II) 2.6. Гидроксид никеля(III) 3. Соли железа 3.1. Свойства солей железа(II) 3.2. Свойства солей железа(III). 3.3. Получение и свойства раствора феррата (IV) 3.4. Получение и свойства ферратов (VI) 4. Соединения кобальта	 № 28.1, с. 190 № 28.2, с. 191 № 28.3, с. 192 № 28.4,	6

	4.1. Свойства солей кобальта(II): взаимодействие с сероводородом, сульфидом натрия. 4.2. Оксиды кобальта: получение и взаимодействие с разбавленными и концентрированными растворами кислот. 5. Соединения никеля(II) 5.1. Свойства солей никеля(II) 5.2. Оксид никеля(III) 6. Комплексные соединения железа, кобальта и никеля 6.1. Аммиакаты кобальта и никеля 6.2. Гексанитритокобальтат(III) калия	с. 194 № 28.5, с. 194 № 28.6, с. 195	
15.	**Элементы побочной подгруппы I и II группы.** *Лаб. работа:* Медь, серебро, цинк, кадмий и их соединения. 1. Получение и свойства меди 2. Соединение меди(I) 2.1. Получение и свойства оксида меди(I) 2.2. Получение и свойства галогенидов меди(I) 3. Соединения меди(II) 3.1. Получение и свойства оксида и гидроксида меди(II) 3.2. Свойства солей меди(II) 4. Получение и свойства серебра 5. Соединения серебра 5.1. Оксиды серебра 5.2. Галогениды серебра 6. Серебрение 1. Соединения цинка и кадмия 1.1. Оксиды цинка и кадмия 1.2. Гидроксиды цинка и кадмия 1.3. Сульфиды цинка и кадмия	 № 29.1, с. 201 № 29.2, с. 201 № 29.3, с. 202 № 29.4, с. 203 № 29.5, с. 203 № 29.6, с. 204 № 30.1, с. 207	6
16.	**Коллоквиум:** Химия металлов. Строение и свойства комплексных соединений d-элементов.		2
17.	**Синтезы: Соединения металлов.**		10
	ВСЕГО		102

[5] Практикум по неорганической химии: Учеб. пособие для студ. высш. учеб. заведений/ В.А. Алешин, К.М. Дунаева, А.И. Жиров и др.; Под ред. Ю.Д. Третьякова – М.: Издательский цент «Академия», 2004. – 384 с.

2.3.4 Примерная тематика курсовых работ (проектов)

Курсовые работы – не предусмотрены

2.4 Перечень учебно-методического обеспечения для самостоятельной работы обучающихся по дисциплине (модулю)

№	Вид СРС	Перечень учебно-методического обеспечения дисциплины по выполнению самостоятельной работы

1	2	3
1	Проработка учебного (теоретического) материала	1. Ахметов, Н.С. Общая и неорганическая химия [Электронный ресурс] : учеб. — Электрон. дан. — Санкт-Петербург : Лань, 2014. — 752 с. — Режим доступа: https://e.lanbook.com/book/50684 2. Гринвуд, Н. Химия элементов: в 2 т. (комплект) [Электронный ресурс] : справ. / Н. Гринвуд, Эрншо А.. — Электрон. дан. — Москва : Издательство "Лаборатория знаний", 2017. — 1348 с. — Режим доступа: https://e.lanbook.com/book/94157 3. Неорганическая химия: в 3-х томах/ Под ред. Ю.Д. Третьякова: Т1: Физико-химические основы неорганической химии: Учебник для студ. высш.учеб. заведений/ М.Е. Тамм, Ю.Д. Третьяков; - М: Издательский центр «Академия», 2004. – 240с. 3. Неорганическая химия: в 3-х томах/ Под ред. Ю.Д. Третьякова: Т2: Химия непереходных элементов: Учебник для студ. высш.учеб. заведений/ А.А. Дроздов,В.П. Зломанов, Г.Н. Мазо, Ф.М. Спиридонов; - М: Издательский центр «Академия», 2004. – 368с. 4. Неорганическая химия: в 3-х томах/ Под ред. Ю.Д. Третьякова: Т2: Химия переходных элементов Кн.1: Учебник для студ. высш.учеб. заведений/ А.А. Дроздов,В.П. Зломанов, Г.Н. Мазо, Ф.М. Спиридонов; - М: Издательский центр «Академия», 2007. – 352с. 5. Неорганическая химия: в 3-х томах/ Под ред. Ю.Д. Третьякова: Т2: Химия переходных элементов Кн.2: Учебник для студ. высш.учеб. заведений/ А.А. Дроздов,В.П. Зломанов, Г.Н. Мазо, Ф.М. Спиридонов; - М: Издательский центр «Академия», 2007. – 400 с. 6. Методические рекомендации к организации аудиторной и внеаудиторной (самостоятельной) работы студентов: методические указания / сост. Т.П. Стороженко, Т.Б. Починок, А.В. Беспалов, Н.В. Лоза. – Краснодар: Кубанский гос. ун-т, 2018. 89 с.
2.	Подготовка к лабораторным работам	[1] Костырина, Т.В. (КубГУ). Общая химия [Текст] : лабораторный практикум. [Ч. 1] / Т. В. Костырина, Т. П. Стороженко, В. А. Волынкин ; М-во образования и науки Рос. Федерации, Кубанский гос. ун-т. - Краснодар : [Кубанский государственный университет], 2015. - 113 с. [2] Зайцев, О.С., Исследовательский практикум по общей химии. [Текст] : учебное пособие ; М.: Изд-во МГУ, 1994. - 480 с. [3] Ардашникова, Е.И. Сборник задач по неорганической химии. [Текст] : учебное пособие для студентов высших учеб. заведений/ Е.И. Ардашникова, Г.Н. Мазо, М.Е. Тамм / под ред. Ю.Д. Третьякова; М.: Издательский центр «Академия», 2008. - 208 с.

		[4] Костырина, Т.В. (КубГУ). Общая химия [Текст] : лабораторный практикум. Ч. 2 / Т. В. Костырина, Т. П. Стороженко, В. А. Волынкин ; М-во образования и науки Рос. Федерации, Кубанский гос. ун-т. - Краснодар : [Кубанский государственный университет], 2016. - 97 с. [5] Практикум по неорганической химии: Учеб. пособие для студ. высш. учеб. заведений/ В.А. Алешин, К.М. Дунаева, А.И. Жиров и др.; Под ред. Ю.Д. Третьякова – М.: Издательский цент «Академия», 2004. – 384 с. 6. Практикум по общей и неорганической химии [Текст] : учебное пособие для студентов вузов / Аликберова Л. Ю. и др. - М. : ВЛАДОС, 2004. - 319 с. : ил. - (Практикум для вузов). - Библиогр.: с. 311. - ISBN 569101143X 7. Методические рекомендации к организации аудиторной и внеаудиторной (самостоятельной) работы студентов: методические указания / сост. Т.П. Стороженко, Т.Б. Починок, А.В. Беспалов, Н.В. Лоза. – Краснодар: Кубанский гос. ун-т, 2018. 89 с. 8. Методические рекомендации к организации аудиторной и внеаудиторной (самостоятельной) работы студентов: методические указания / сост. Т.П. Стороженко, Т.Б. Починок, А.В. Беспалов, Н.В. Лоза. – Краснодар: Кубанский гос. ун-т, 2018. 89 с.
3.	Подготовка к текущему контролю	1. Ахметов, Н.С. Общая и неорганическая химия [Электронный ресурс] : учеб. — Электрон. дан. — Санкт-Петербург : Лань, 2014. — 752 с. — Режим доступа: https://e.lanbook.com/book/50684 2. Гринвуд, Н. Химия элементов: в 2 т. (комплект) [Электронный ресурс] : справ. / Н. Гринвуд, Эрншо А.. — Электрон. дан. — Москва : Издательство "Лаборатория знаний", 2017. — 1348 с. — Режим доступа: https://e.lanbook.com/book/94157 3. Неорганическая химия: в 3-х томах/ Под ред. Ю.Д. Третьякова: Т1: Физико-химические основы неорганической химии: Учебник для студ. высш.учеб. заведений/ М.Е. Тамм, Ю.Д. Третьяков; - М: Издательский центр «Академия», 2004. – 240с. 3. Неорганическая химия: в 3-х томах/ Под ред. Ю.Д. Третьякова: Т2: Химия непереходных элементов: Учебник для студ. высш.учеб. заведений/ А.А. Дроздов,В.П. Зломанов, Г.Н. Мазо, Ф.М. Спиридонов; - М: Издательский центр «Академия», 2004. – 368с. 4. Неорганическая химия: в 3-х томах/ Под ред. Ю.Д. Третьякова: Т2: Химия переходных элементов Кн.1: Учебник для студ. высш.учеб. заведений/ А.А. Дроздов,В.П. Зломанов, Г.Н. Мазо, Ф.М. Спиридонов; - М: Издательский центр «Академия», 2007. – 352с. 5. Неорганическая химия: в 3-х томах/ Под ред. Ю.Д.

		Третьякова: Т2: Химия переходных элементов Кн.2: Учебник для студ. высш.учеб. заведений/ А.А. Дроздов,В.П. Зломанов, Г.Н. Мазо, Ф.М. Спиридонов; - М: Издательский центр «Академия», 2007. – 400 с. 6. 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. 7. Зайцев О.С. Задачи, упражнения и вопросы по химии: Учеб. пособие для вузов. – М., Химия, 1996. – 432 с. 8. Свиридов В.В., Попкович Г.А., Васильева Г.И. Задачи, вопросы и упражнения по общей и неорганической химии. / Минск «Университетское», 1991. – 350 с. 9. Методические рекомендации к организации аудиторной и внеаудиторной (самостоятельной) работы студентов: методические указания / сост. Т.П. Стороженко, Т.Б. Починок, А.В. Беспалов, Н.В. Лоза. – Краснодар: Кубанский гос. ун-т, 2018. 89 с.

Учебно-методические материалы для самостоятельной работы обучающихся из числа инвалидов и лиц с ограниченными возможностями здоровья (ОВЗ) предоставляются в формах, адаптированных к ограничениям их здоровья и восприятия информации:

Для лиц с нарушениями зрения:

– в печатной форме увеличенным шрифтом,

– в форме электронного документа.

Для лиц с нарушениями слуха:

– в печатной форме,

– в форме электронного документа.

Для лиц с нарушениями опорно-двигательного аппарата:

– в печатной форме,

– в форме электронного документа.

Данный перечень может быть конкретизирован в зависимости от контингента обучающихся.

3. Образовательные технологии, применяемые при освоении дисциплины (модуля)

В соответствии с требованиями ФГОС ВО по направлению «Химия» реализация компетентностного подхода предусматривает широкое использование в учебном процессе активных и интерактивных форм проведения занятий. Интерактивное обучение - путь к управлению системы самостоятельной работы студентов.

Технология интерактивного обучения заключается в том, что на протяжении всего учебного времени происходит обмен мнениями, выслушиваются и обсуждаются разные точки зрения студентов. Интерактивные методы - это способы целенаправленного усиленного взаимодействия преподаватели и студентов по созданию оптимальных условий процесса обучения.

Организация изучения материала курса осуществляется на основе системно-деятельностного подхода и рекомендаций поэтапного формирования умственных действий

и практических навыков работы. При освоении дисциплины используются как традиционные, так и новые педагогические технологии. Лабораторные занятия являются традиционными при обучении в вузах и способствуют формированию у студентов навыков практической работы с химическими веществами, базовых знаний, основных мыслительных операций, развитию логики. Лабораторные занятия являются самостоятельными и имеют проблемно-поисковый характер. Лабораторная работа, выполняемая студентом, является проблемной ситуацией и ее решение позволяет реализовать творческую деятельность, развить коммуникативную способность каждого студента, научить его аргументированно выражать свои мысли в присутствии других, развивать навыки экспериментальной работы. Лабораторный практикум - источник приобретаемых студентом знаний, навыков, умений; средство проверки истинности выдвигаемых гипотез, решения учебных и исследовательских проблем.

Для повышения эффективности учебного процесса используются следующие образовательные технологии: информационно-развивающие технологии, направленные на формирование системы знаний, запоминание и свободное оперирование ими. Используется метод проблемного изложения материала, самостоятельное изучение литературы, применение новых информационных технологий для самостоятельного пополнения знаний включая использование технических и электронных средств информации; деятельностные практико-ориентированные технологии, направленные на формирование системы профессиональных практических умений при проведении экспериментальных исследований, обеспечивающих возможность качественно выполнять профессиональную деятельность; развивающие проблемно-ориентированные технологии, направленные на формирование и развитие проблемного мышления, мыслительной активности, способности видеть и формулировать проблемы, выбирать способы и средства для их решения; технологии личностно-ориентированного обучения, позволяющие создавать индивидуальные образовательные технологии, обеспечивающие учет различных способностей обучающих, создание необходимых условий для развития их индивидуальных особенностей.

Для инвалидов и лиц с ограниченными возможностями здоровья могут быть использованы образовательные технологии, позволяющие полностью индивидуализировать содержание, методы и темпы учебной деятельности, вносить вовремя необходимые коррективы, как в деятельность студента-инвалида, так и в деятельность преподавателя.

Вид занятия	Используемые интерактивные технологии	Количество часов
Лабораторные работы	Беседы, разбор ситуаций, презентация разработок, конференции	204
Итого		204

4. Оценочные средства для текущего контроля успеваемости и промежуточной аттестации.

В соответствии с Положением о проведении текущего контроля успеваемости и промежуточной аттестации обучающихся КубГУ и его филиалов, текущий контроль успеваемости студентов проводится в целях совершенствования и непрерывного контроля качества образовательного процесса, проверке усвоения учебного материала, активизации

самостоятельной работы студентов. Текущий контроль знаний студентов осуществляется постоянно в течении учебного года. Виды текущего контроля: устный опрос и решение расчетных задач, защита лабораторных работ, коллоквиумы в рамках проведения лабораторных работ, проверка знаний по результатам самостоятельной работы студентов, оценка активности студента на занятиях.

Основным видом текущего контроля знаний студентов очной формы обучения является внутрисеместровая аттестация, которая проводится один раз в семестр в обязательном порядке на всех курсах в соответствии с графиком учебного процесса данного семестра и завершается не позднее, чем за месяц до начала промежуточной аттестации.

Промежуточная аттестация проводится по данной дисциплине в форме зачета.

Структура оценочных средств для текущей и промежуточной аттестации

№ п/п	Код и наименование индикатора (в соответствии с п. 1.4)	Результаты обучения (в соответствии с п. 1.4)	Наименование оценочного средства	
			Текущий контроль	Промежуточная аттестация
1	ИОПК-2.1. Работает с химическими веществами с соблюдением норм техники безопасности	Знает правила техники безопасности при работе с химическими веществами различной природы	Беседа, устный и письменный опрос	Вопрос на зачете
		Умеет работать с химическими веществами с соблюдением норм техники безопасности на основе представлений о химических и физических свойствах исследуемых соединений.	Лабораторная работа, защита отчета по лабораторной работе	Вопрос на зачете -
		Владеет навыками безопасного обращения с химическими соединениями и лабораторным оборудованием	Лабораторная работа, защита отчета по лабораторной работе	-
4	ИОПК-2.2. Синтезирует вещества и материалы разной природы с использованием имеющихся	Знает стандартные приемы синтеза неорганических веществ и материалов, базовые и специальные экспериментальные	защита отчета по лабораторной работе	Вопрос на зачете

	методик	методы синтеза соединений различных классов.		
		Умеет проводить синтез неорганических веществ и материалов по заданной методике, на основе анализа структуры и свойств соединений подбирать наиболее оптимальные методики синтеза целевого продукта, оценить выход целевого продукта при неорганическом синтезе, объяснить возможные причины его отличия от теоретически возможного	Лабораторная работа, защита отчета по лабораторной работе Задания для самостоятельного решения	Вопрос на зачете
		Владеет навыками анализа и планирования эксперимента, навыками оформления протоколов неорганического синтеза	Лабораторная работа, защита отчета по лабораторной работе Задания для самостоятельного решения	Вопрос на зачете
7	ИОПК-2.3. Проводит стандартные операции для определения химического состава веществ и материалов на их основе	Знает методы экспериментального исследования состава и свойств химических веществ и материалов на их основе	Лабораторная работа, защита отчета по лабораторной работе Задания для самостоятельного решения	Вопрос на зачете
		Умеет корректно интерпретировать результаты определения химического состава и физико-	Лабораторная работа, защита отчета по лабораторной работе Задания для самостоятельного решения	Вопрос на зачете

		химических характеристик неорганических веществ и материалов		
		Владеет стандартными инструментальными методами исследования неорганических веществ и материалов	Лабораторная работа, защита отчета по лабораторной работе Задания для самостоятельного решения	Вопрос на зачете
4.	ИОПК-2.4. Исследует свойства веществ и материалов с использованием современного научного оборудования	Знает теоретические основы методов определения химического состава и свойств неорганических веществ и материалов	защита отчета по лабораторной работе Задания для самостоятельного решения	Вопрос на зачете
		Умеет осуществить выбор методики и необходимого лабораторного оборудования для исследования свойств веществ и материалов	Лабораторная работа, защита отчета по лабораторной работе Задания для самостоятельного решения	Вопрос на зачете
		Владеет навыками работы с современным оборудованием химической лаборатории при решении практических задач	Лабораторная работа, защита отчета по лабораторной работе Задания для самостоятельного решения	Вопрос на зачете

Типовые контрольные задания или иные материалы, необходимые для оценки знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности, характеризующих этапы формирования компетенций в процессе освоения образовательной программы

4.1. *2. Полный перечень лабораторных работ и контрольных вопросов к ним:*

I семестр

Лабораторная работа №1

Тема: «Знакомство с работой в химической лаборатории: Правила безопасности при работе в лаборатории. Основные приемы работы в химической лаборатории. Химические посуда, реактивы, нагревательные приборы. Приемы проведения химического эксперимента».

1. Назовите известную Вам посуду из тонкого стекла. Каково ее назначение?
2. Для изготовления некой химической посуды используется толстое стекло. Назовите эту посуду и определите ее назначение.
3. Какая фарфоровая посуда используется в химической лаборатории и каковы области ее применения.
4. Перечислите известную Вам мерную посуду.
5. Каковы правила работы с посудой на шлифах?
6. Как можно очистить посуду от вакуумной смазки?
7. Опишите процедуру мытья и сушки химической посуды.
8. Каковы правила приготовления хромовой смеси?
9. Какие Вам известны градации чистоты реактивов?
10. Каковы правила работы с твердыми щелочами, концентрированными кислотами.
11. Приведите правила изменения и смешения химических реактивов.
12. Какие нагревательные приборы используются в лабораторной практике и каковы их особенности?
13. Сформулируйте правила взвешивания, используемые в химической лаборатории.
14. Как правильно нагревать пробирку, плоскодонную посуду, колбы.
15. Как упаривают раствор?
16. Какие охлаждающие смеси Вам известны и каковы границы их применения?
17. Какие приборы используются в лабораторной практике для получения газов.
18. Опишите устройство аппарата Киппа и процедуру зарядки аппарата Киппа. Для чего он предназначен?
19. Какие способы собирания газов Вам известны?
20. Как очищают и осушают газы в лаборатории? Каковы критерии правильного подбора осушителя для газов? Приведите примеры.

Лабораторная работа № 2

Тема: «Методы очистки веществ»

1. Почему при перекристаллизации раствор нагревают почти до кипения, хотя готовят насыщенным при температуре 60 °С?
2. От каких примесей происходит очистка при горячем фильтровании?
3. Почему при перекристаллизации происходит очистка от растворимых примесей?
4. Какие соли нельзя разделить методом перекристаллизации?
5. Каких потерь нельзя избежать в процессе перекристаллизации?
6. Почему при охлаждении раствора необходимо перемешивание?
7. Всегда ли нужно охлаждать раствор до возможно более низкой температуры? Почему?
8. Зачем упаривают раствор в случае солей с малой зависимостью растворимости от температуры?
9. Зачем добавляют кислоту при определении чистоты дихромата калия?

10. Почему выпадают кристаллы при высаливании?
11. Какие вещества и от каких примесей можно очистить методом сублимации?
12. Зачем при очистке иода добавляют иодид калия?
13. Какого цвета пары иода?
14. От каких примесей нельзя очистить воду простой перегонкой?
15. Смесь каких жидкостей нельзя разделить перегонкой?

Лабораторная работа № 3

Тема: «Определение эквивалентов простых и сложных веществ».

1. Что называется эквивалентом вещества?

2. Что такое фактор эквивалентности?

3. Как вычислить молярную массу эквивалентов вещества.

4. Почему молярная масса элемента постоянна, а эквивалентная масса может изменяться?

5. Как определяют эквиваленты простых и сложных веществ?

6. Как рассчитать молярный объем эквивалентов газообразного вещества?

7. Какие величины характеризуют газовое состояние?

8. Как можно определить эквиваленты простых и сложных веществ экспериментально? Опишите методику эксперимента.

9. Предложите лабораторное оборудование, необходимое для экспериментального определения эквивалентов веществ.

10. Какие методы определения эквивалентов веществ вам известны? Опишите границы применения каждого метода.

Лабораторная работа № 4

Тема: «Определение атомной массы металла и молекулярной массы газа»

1. Что такое элемент, атом, молекула, простое вещество? В чем различие этих понятий.

2. Какую информацию несет формула вещества?

3. Чем отличаются простейшая (эмпирическая) и истинная (молекулярная) формула вещества?

4. Сформулируйте основные законы атомно-молекулярного учения и укажите границы их применимости.

5. Как применяется закон сохранения массы в расчетах по уравнениям химических реакций?

6. Почему для химических процессов верен частный случай закона сохранения материи – закон сохранения массы?

7. Объясните различие понятий: «масса атома» и «относительная атомная масса».

8. Чем отличаются понятия «молярная масса» и «относительная молекулярная масса». Почему численно эти величины совпадают?

9. В каких единицах измеряется физическая величина – количество вещества.

10. Зависит ли число частиц, из которых состоит моль вещества, от его состояния?

11. Перечислите методы определения молярных масс газов.

12. Опишите постановку эксперимента и лабораторное оборудование, необходимое для экспериментального определения молярной массы газа.

13. Сформулируйте правило Дюлонга и Пти и объясните его применение для экспериментального определения атомной массы металла.

14. На каком физическом законе основано экспериментальное определение атомной массы металла?

15. Опишите постановку эксперимента для определения атомной массы металла. Какие ограничения существуют для применения данного метода?

Лабораторная работа № 5

Тема: «Химическая термодинамика. Определение энтальпий химических реакций».

1. Охарактеризуйте, что является предметом изучения термохимии и термодинамики? Что позволяет предсказывать химическая термодинамика в отношении химических реакций?
2. В чем различие между изолированными, закрытыми и открытыми системами? Приведите примеры для каждого из перечисленных типов систем. Можно ли колбу с раствором, в котором протекает химическая реакция, отнести к системам закрытого типа? Имеет ли при этом значение фазовое состояние реагентов и продуктов реакции?
3. Объясните, почему нельзя определить абсолютную величину внутренней энергии системы?
4. Можно ли закон Гесса считать следствием первого закона термодинамики? Какие ограничения накладывают на понятие «тепловой эффект реакции»? Как определяют знак теплового эффекта на основе термодинамической и термохимической систем знаков?
5. Какие условия в термодинамике называют стандартными? Можно ли сказать, что изменение энтальпии, найденное при давлении 1 атм и температуре 400 К, относится к стандартным условиям?
6. Как можно выразить взаимосвязь между теплотой, массой вещества и изменением температуры системы? Если одно и тоже тело нагревалось при разных температурах, но величина ΔT во всех случаях была одинаковой, то будет ли при этом одинаковой величина q?
7. Опишите конструкцию калориметра – прибора для измерения тепловых эффектов химических реакций. Как производится в нем измерение теплового эффекта реакции? Что означает понятие «теплоемкость калориметра», как ее можно определить и как ее значение используют при вычислении теплового эффекта реакции?
8. Если известны значения энтальпий образования всех веществ – участников реакции, то можно вычислить изменение энтальпии в результате реакции (энтальпию реакции). Каков порядок вычисления ΔH^0 реакции? Какую роль при вычислении этой величины играют стехиометрические коэффициенты в уравнении реакции?

9. В справочных таблицах приводятся значения стандартных энтальпий образования веществ, которые справедливы только при стандартных условиях и Т=298 К. Как поступают при вычислении энтальпий реакций ΔH^0_T, протекающих при температурах отличных от 298 К? При заданной температуре вещество может находиться в ином фазовом состоянии, чем при 298 К. Как учитывают фазовые переходы при вычислении величин ΔH^0_T?
10. В каких системах энтропия может однозначно определять направление процессов и какова формулировка второго закона термодинамики для данного типа систем?
11. Приведите уравнения, являющиеся основой для определения энергии Гиббса. Для каких систем и процессов удобно использовать энергию Гиббса? Как величина ΔG определяет направление самопроизвольных процессов и состояние равновесия?
12. Концентрации веществ или парциальные давления в системе в исходном состоянии могут быть заданы произвольно. Для этого состояния можно вычислить величину Q (отношение концентраций веществ или парциальных давлений газов). Какую информацию можно получить, сопоставляя значения Q и К для одной и той же системы? Какова взаимосвязь между ΔG (нестандартные условия) и ΔG^0 (стандартные условия)? При каком значении Q устанавливается равенство $\Delta G = \Delta G^0$?
13. Используя уравнение $\Delta G^0 = \Delta H^o - T\Delta S^0$ для качественной оценки направления самопроизвольного протекания химической реакции, принято выделять и сопоставлять роль «энтальпийного фактора» и «энтропийного фактора». Покажите, как учет этих факторов позволяет предсказать направление реакции при разных температурах: низких и достаточно высоких. Приведите примеры реакций, которые изменяют свое направление с повышением температуры.
14. В чем состоят особенности методики вычисления величины ΔG^0 для химических реакций, протекающих в водных растворах? Что выражает интегральная энтальпия растворения веществ? Как определяют функции состояния отдельных видов ионов в водных растворах?

Лабораторная работа № 6

Тема: «Химическая кинетика. Скорость химических реакций. Химическое равновесие»

1. Для исследования кинетики реакций применяются различные физические и химические методы. Приведите примеры трех реакций, для каждой из которых укажите, как можно следить за ходом ее протекания и на основании каких измерений можно определять скорость этой реакции. Подберите примеры таким образом, чтобы для каждого из них можно было указать свою методику. Для одного из приведенных вами примеров укажите, как на основании экспериментальных измерений осуществляется определение константы скорости реакции.
2. Перечислите факторы, влияющие на скорость химической реакции.
3. В чем основное различие в подходах к описанию химических реакций в химической термодинамике и химической кинетике? Почему вывод выражения для расчета константы равновесия реакции из кинетических данных на основании равенства скоростей прямой и обратной реакций не верен?
4. Как скажутся на значении константы скорости следующие факторы, влияющие на скорость реакции: различные начальные концентрации реагирующих веществ; изменение температуры; введение различных веществ; смена растворителя; изменение объема системы?

5. При изучении кинетики реакции A + B + 2C = D было обнаружено, что скорость реакции (вдали от состояния равновесия) при увеличении концентрации A в 2 раза возрастает в 4 раза, не зависит от концентрации B и возрастает в 3 раза при увеличении концентрации с в 3 раза. Напишите кинетическое уравнение данной реакции.
6. Как объяснить увеличение скорости реакции при повышении температуры?
7. Почему при повышении температуры скорость реакции увеличивается независимо от того, проходит она с выделением или с поглощением теплоты?
8. Охарактеризуйте понятие «энергия активации». Существует ли связь между энергией активации и изменением энтальпии реакции? Как выполнить эксперимент для определения энергии активации конкретной реакции?
9. Предложите методы экспериментального определения порядка реакции.
10. Какие значения энергий активации должны иметь химические реакции, чтобы для них выполнялось правило Вант-Гоффа об увеличении скорости реакции в 2-4 раза при увеличении температуры на 10 градусов? Укажите интервалы температур, в которых коэффициент Вант-Гоффа постоянен.
11. Перечислите причины ускорения реакции гетерогенным катализатором.
12. Предложите возможный механизм окисления аммиака на платине как катализаторе.
13. Назовите признаки системы, находящейся в состоянии химического равновесия.
14. Совокупность каких из перечисленных факторов определяет величину константы равновесия: природа реагирующих веществ; их концентрация; общее давление; наличие катализатора; температура; путь, по которому система достигает равновесия? Какую информацию о химической реакции позволяет получить эта величина? Назовите факторы, позволяющие смещать равновесие, не изменяя константы равновесия. Предложите возможные объяснения того, что концентрация вещества в кристаллическом состоянии не входит в выражение константы равновесия.

Лабораторная работа № 7

Тема: «Растворы. Приготовление растворов различных концентраций».

1.По каким признакам различают такие виды дисперсных систем, как истинные растворы и коллоидные растворы; эмульсии и суспензии?

2.Какие свойства растворов обусловливают их сходство с химическими соединениями и смесями?

3.Какие свойства воды определяют ее способность растворять многие вещества?

4.Студент предложил нагревание как способ приготовления ненасыщенного раствора соли из насыщенного раствора. Всегда ли этот способ применим? Ответ поясните, графически изобразив зависимость равновесной молярной концентрации соли в насыщенном растворе от температуры.

5.При смешивании двух веществ, особенно жидких, можно наблюдать два эффекта: а) энтальпийный эффект растворения – температура смеси отличается от температуры исходных веществ (повышается или понижается), б) контракционный эффект растворения – объем смеси отличается от арифметической суммы объемов исходных жидкостей (увеличивается или уменьшается) при T = const. Приведите все возможные доводы для объяснения наблюдаемых явлений. Ответ иллюстрируйте примерами лекционных демонстрационных опытов.

6.Какие причины обусловливают изменение объема раствора при растворении в воде серной кислоты; этилового спирта?

7.Почему эндотермические процессы растворения могут самопроизвольно протекать в стандартных условиях, в то время как эндотермические химические реакции, как правило, термодинамически возможны лишь при повышенных температурах?

8.Всегда ли насыщенный раствор соли в воде будет концентрированным. А ненасыщенный – разбавленным? Ответ подтвердите справочными данными.

9.Укажите существенные признаки разбавленного, концентрированного, пересыщенного, насыщенного и ненасыщенного растворов.

10.При постоянном давлении растворимость газов в воде уменьшается при нагревании раствора. Приведите все возможные доводы в пользу этого утверждения.

11.Опишите, как приготовить 1 л 1 %-го, одномолярного, одномоляльного раствора серной кислоты.

12.Используя справочные данные, начертите кривые растворимости солей: роданида калия, нитрата аммония, сульфата натрия, декагидрата сульфата натрия. Выпишите значения тепловых эффектов растворения указанных веществ. Какова связь между тепловым эффектом растворения вещества и изменением его растворимости с температурой? Как можно это объяснить, применяя принцип Ле-Шателье?

13.Предложите точные методы определения растворимости солей при разных температурах. Какое лабораторное оборудование для этого потребуется?

14.Объясните, пользуясь принципом Ле-Шателье, причину уменьшения давления пара над раствором нелетучего вещества по сравнению с давлением над чистым растворителем.

15.Чем объясняется повышение температуры кипения и понижение температуры замерзания раствора по сравнению с чистым растворителем? Какие зависимости выражает второй закон Рауля? Связаны ли значения криоскопического и эбуллиоскопического коэффициентов со свойствами растворенного вещества и растворителя?

16. В какой посуде готовят растворы молярной и нормальной концентрации?

Лабораторная работа № 8

Тема: «Электролитическая диссоциация».

1. Как можно представить механизм процесса электролитической диссоциации?

2. Какие особенности структуры растворенных веществ обусловливают их поведение как электролитов?

3. Какие особенности структуры молекул растворителя определяют возможность диссоциации растворенных в нем веществ?

4. Рассмотрите характер изменения кислотно-основных свойств гидроксидов элементов в зависимости от их положения в Периодической системе.

5. Почему в случае сильных электролитов используют понятия «эффективная концентрация ионов», «кажущаяся степень диссоциации», «активность ионов»?

6. В какой форме закон действующих масс применим к сильным электролитам?

7. Проанализируйте, как влияют перечисленные факторы на степень электролитической диссоциации вещества: степень ионности химической связи в соединении; энергия химической связи в нем; энергия межмолекулярного взаимодействия растворенного вещества и растворителя; энергия гидратации образующихся ионов; энергия кристаллической решетки растворяемого вещества; количество растворителя; температура; молекулярная масса растворенного вещества.

8. Как изменится степень диссоциации в растворе слабого электролита при нагревании раствора; при длительном его упаривании?

9. Как влияет на степень диссоциации уксусной кислоты введение в раствор ионов водорода; ацетат ионов; разбавление раствора?

10. Почему при добавлении ацетата натрия в смесь цинка и соляной кислоты выделение водорода замедляется?

11. Каким образом можно понизить концентрацию гидроксид-ионов в водных растворах аммиака и гидроксида натрия? Объясните, почему не осаждается гидроксид магния при добавлении раствора аммиака к раствору хлорида магния, содержащему хлорид аммония.

12. Покажите на примере азотистой кислоты, что понятие кислот и оснований в теории Аррениуса есть частный случай теории Бренстеда–Лоури.

13. Какие частицы являются сопряженными основаниями для следующих кислот: HCl, NH_3, H_3PO_4, $[Al(H_2O)_6]^{3+}$, $B(OH)_3$; сопряженными кислотами для следующих оснований: I^- H_2O, NH_3, HPO_4^{2-}, $Be(OH)_2$, $[Al(H_2O)_5(OH)]^{2+}$?

Лабораторная работа № 9

Тема: «Гетерогенные равновесия».

1. Приведите определение понятия «произведение растворимости». Напишите выражения для произведения растворимости (ПР) AgCl, Ag_2CO_3, $Al(OH)_3$, $Ca_3(PO_4)_2$. Можно ли с помощью ПР характеризовать растворимость NaCl, $Al_2(SO_4)_3$? Ответ обоснуйте.

2. Как изменится растворимость осадка при добавлении одноименного иона; увеличении ионной силы раствора за счет введения хорошо растворимых сильных электролитов?

3. Какие из перечисленных факторов влияют на численное значение ПР: температура раствора; концентрация ионов вещества в растворе; величина поверхности осадка; энтальпия образования малорастворимого вещества и энтальпия образования его ионов в растворе; энергия гидратации ионов в растворе; энергия кристаллической решетки малорастворимого вещества?

4. Пользуясь значениями ПР, объясните, почему $BaSO_4$ осаждается из раствора хлорида бария при добавлении разбавленной серной кислоты, тогда как для осаждения $CaSO_4$ требуется добавление концентрированной H_2SO_4.

5. Будет ли выпадать осадок, если произведение концентраций ионов вещества в растворе больше произведения растворимости данного вещества; меньше этой величины; равно ей?

6. Как влияет величина pH на образование малорастворимых осадков $BaSO_4$, $BaCO_3$, $PbCl_2$, PbCO3, PbI2?

7. Рассмотрите условия растворения малорастворимых осадков. Как перевести в растворимое состояние $CaCO_3$, $Zn(OH)_2$, AgCl, $BaSO_4$?

8. Следующие соли: $Ag_2C_2O_4$, CaF_2, $RaSO_4$ имеют значения ПР одного порядка (10^{-11}). Будут ли их растворимости (моль/л) иметь значения одного и того же порядка?

Лабораторная работа № 10

Тема: «Ионное произведение воды. Водородный показатель. Гидролиз солей».

1. Что называется ионным произведением воды? Какая связь существует между константой диссоциации и ионным произведением воды? В каком соотношении находятся концентрации водородных и гидроксид ионов в чистой воде?

2. Проанализируйте, как влияют на процесс диссоциации воды

H_2O (ж) = H^+ (р) + OH^- (р) ΔH^0_{298} = 55,59 кДж/моль

следующие факторы: повышение температуры; введение в воду ионов водорода, ионов гидроксида; увеличение количества воды.

3. Докажите, исходя из ионного произведения воды, справедливость соотношения pH + pOH = 14.

4. Студент рассчитал значение pH $4{,}3\cdot10^{-9}$ М водного раствора гидроксида бария при 25^0 С и получил неожиданный ответ 5,93. Однако раствор гидроксида не может быть кислым! Проанализируйте расчет и укажите ошибку.

5. Определили, что при 25^0 С циановодородная кислота имеет pH<7. Если в эту кислоту добавлять небольшими порциями цианид калия, то среда становится сначала менее кислотной, затем нейтральной и при избытке соли щелочной. Приведите все возможные доводы для объяснения полученных результатов опыта.

6. Приведите примеры гидролиза солей по катиону и аниону; как по катиону, так и по аниону; солей, гидролизующихся полностью.

7. Рассмотрите механизм гидролиза, учитывая, что в водном растворе содержатся гидратированные ионы. За счет образования и разрыва каких связей идет процесс гидролиза?

8. Используя значения теплот гидратации катионов Na^+, Mg^{2+}, Ca^{2+}, Ba^{2+}, Al^{3+}, Fe^{3+}, Fe^{2+}, охарактеризуйте способность ионов к донорно-акцепторному взаимодействию с молекулами воды в зависимости от заряда и размера катиона.

9. Как зависит гидролизуемость соли от радиуса, заряда, поляризующего действия и поляризуемости катиона и аниона?

10. Известно, что энергия водородной связи между анионом $ЭO_4^{n-}$ и молекулами воды в ряду ClO_4^- - SO_4^{2-} - PO_4^{3-} - SiO_4^{4-} возрастает от 7,1 до 35,6 кДж/моль:

а) напишите выражение константы гидролиза по аниону PO_4^{3-};

б) какая зависимость существует между зарядом и размером аниона и его склонностью к гидролизу?

в) какая существует взаимосвязь между склонностью аниона к гидролизу и способностью образованной им кислоты к кислотной ионизации (сила кислоты)?

SO_4^{2-} - PO_4^{3-} - SiO_4^{4-}?

11. Сформулируйте общее правило, позволяющее оценить, водные растворы каких солей имеют нейтральную, кислую или щелочную среду.

12. Чем объяснить (провести расчет), что в водном растворе среднего ортофосфата натрия среда щелочная; гидрофосфата – слабощелочная; дигидрофосфата – слабокислая?

13. Смешивают раствор сульфида калия с растворами квасцов: а) алюмокалиевых, б) хромокалиевых. После длительного кипячения среда становится почти нейтральной. Объясните результаты опыта.

14. К водному раствору Na_3PO_4 (конц.) добавляют алюминий и смесь нагревают. Наблюдают выделение газа. Составьте уравнения протекающих реакций и поясните, почему для опыта берут концентрированный раствор и реакцию проводят при нагревании.

Лабораторная работа № 11

Тема: «Окислительно-восстановительные реакции»

1. Обсудите, основываясь на конкретных примерах, какой смысл имеют термины *окисление* и *восстановление,* при помощи представлений о переносе электронов. Как вы понимаете термин *окислительно-восстановительная реакция*?

2. Что означает термин диспропорционирование? Приведите пример такой реакции.

3. Могут ли в одном веществе одновременно присутствовать два (или больше) элемента восстановителя; два (или больше) элемента окислителя; элемент-восстановитель и элемент-окислитель? Приведите примеры.

4. Обсудите, в каких пределах возможно использование таблицы стандартных электродных потенциалов для предсказания направления химического превращения.

5. Сформулируйте в общем виде определение, для каких полуреакций восстановления потенциал не зависит от pH и для каких зависит.

6. Среди веществ – хлорид железа (II), хлорид железа (III), металлическое железо, сероводород, сульфит натрия, серная кислота – укажите восстановитель, окислитель и вещество с окислительно-восстановительной двойственностью.

7. Определите стехиометрические коэффициенты в реакциях:

$H_2S + KMnO_4 + H_2SO_4 = S + MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O$.

$FeSO_4 + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 = Fe_2(SO_4)_3 + Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + H_2O$.

$MnO_2 + KClO_3 + KOH = K_2MnO_4 + KCl + H_2O$.

Укажите в них окислитель, восстановитель и среду.

8. Укажите уравнения реакций: межмолекулярной, внутримолекулярной и диспропорционирования; в уравнении реакции диспропорционирования определите стехиометрические коэффициенты:

$Cl_2 + NaOH = NaCl + NaClO_3 + H2O$.

$Cl_2 + K_2MnO_4 = KCl + KMnO_4$.

$KClO_3 = KCl + O_2$.

$Zn + HNO_3 = Zn(NO_3)_2 + N_2 + H_2O$.

9. Водный раствор ванадата аммония восстанавливают кипячением с цинковым порошком. Полученный раствор можно подвергнуть повторному окислению с

образованием ванадат-ионов, обрабатывая его раствором перманганата калия. Опишите эксперименты, которые необходимо провести для этого, и последующее использование экспериментальных данных для того, чтобы определить изменение степени окисления ванадия.

10. Как определить электродвижущую силу (ЭДС) окислительно-восстановительного процесса? Какова связь между ЭДС и изменением энергии Гиббса реакции? Каково условие термодинамической возможности такого процесса?

11. Выведите формулу, позволяющую по стандартным электродным потенциалам процессов окисления и восстановления вычислить константу равновесия электродной реакции и окислительно-восстановительной реакции.

12. Можно ли считать феррат-ион FeO_4^{2-} термодинамически устойчивым в водных растворах в широком интервале значений pH?

13. В соответствии со стандартным электродным потенциалом меди она не должна вытеснять водород из растворов кислот. Объясните, почему медь растворяется в концентрированной хлороводородной кислоте, в растворах сероводорода и хлорида железа $FeCl_3$. Напишите уравнения реакций.

Лабораторная работа № 12

Тема: Электрохимические процессы

1. Сформулируйте правила составления схемы гальванического элемента. Что произойдет, если электролитический мостик в гальваническом элементе заменить на металлическую проволоку?

2. Имеется гальванический элемент, в котором проходит реакция $Zn + Cu^{2+} = Cu + Zn^{2+}$. Приведите схему гальванического элемента. Как изменится ЭДС элемента при изменении следующих условий: 1) увеличивается концентрация ионов меди; 2) увеличивается концентрация ионов цинка; 3) увеличивается поверхность цинкового электрода; 4) увеличивается поверхность медного электрода; 5) в приэлектродный раствор вводится концентрированный раствор хлорида калия; 6) повышается температура?

3. Приведите примеры промышленного применения электролиза.

4. Опишите, какие методы используются для извлечения следующих металлов: 1) натрия из хлорида натрия; 2) цинка из сульфида цинка; 3) ртути из сульфида ртути (II); 4) магния из хлорида магния. Объясните, с учетом легкости восстановления, почему для извлечения указанных металлов используются неодинаковые методы. Почему для извлечения магния из хлорида магния не удалось бы вытеснить этот металл натрием?

5. Рассмотрите механизмы ржавления железа и объясните, на чем основаны методы защиты железа от коррозии.

6. Какие факторы влияют на скорость коррозии с выделением водорода? Как можно замедлить скорость коррозии с поглощением кислорода?

7. Какие защитные покрытия вам известны и какими методами их получают?

Лабораторная работа № 13

Тема: «Комплексные соединения».

1. Являются ли идентичными термины «комплексное соединение» и «координационное соединение». В чем заключается главное различие между комплексными соединениями и двойными солями?

2. Как можно объяснить образование связей между комплексообразователем и лигандами с позиций взаимодействия кислоты и основания Льюиса? Могут ли в координационную сферу одного и того же атома комплексообразователя входить в качестве лигандов нейтральные молекулы и анионы одновременно?
3. Какая существует взаимосвязь между величиной координационного числа и геометрической формой комплексов? Проявляется ли какая-либо роль электронной конфигурации ионов комплексообразователей в отношении предпочтения ими лигандов определенных видов?
4. В чем заключается различие между монодентатными и полидентатными лигандами. Какие лиганды называют хелатными?
5. Какие особенности состава и строения характерны для многоядерных комплексов? Какие виды лигандов могут выступать в многоядерных комплексах в качестве мостиковых групп?
6. Охарактеризуйте изополи- и гетерополисоединения как особые группы комплексных соединений. В чем сходство и в чем различие между этими группами соединений? Как можно представить строение изополисоединений в виде объединения координационных полиэдров? Каково строение гетерополисоединений?
7. Назовите основные составные части данных комплексных соединений, приведите их названия, классифицируйте по трем-четырем признакам: $[Ag(NH_3)_2]Cl$, $[Cr(CO)_6]$, $K_3[Fe(CN)_6]$, $[CoBr(NH_3)_5]Br_2$, $[Fe(NO)(CN)_5]^{2-}$, $[Cr(NH_3)_2Cl_2(C_2O_4)]^-$. Проанализируйте номенклатурные правила, позволяющие формулировать названия комплексных соединений.
8. Какие константы равновесия используются в качестве количественных характеристик устойчивости комплексных соединений? Какое соотношение выполняется между ступенчатыми константами образования комплекса и его общей константой образования? Как природа комплексообразователя и лигандов влияет на величину константы образования комплексного соединения?
9. Что характеризует константа нестойкости комплексного соединения и как от ее величины перейти к константе образования комплексного соединения или обратно?
10. Для комплексного соединения $K_3[Al(OH)_6]$ напишите уравнения первичной и вторичной диссоциации, выражение константы нестойкости.
11. Константы нестойкости комплексных ионов равны:
[Co(CN)4]2- Кнест = $8 \cdot 10^{-2}$
[Cd(CN)4]2- Кнест = $1 \cdot 10^{-19}$
[Zn(CN)4]2- Кнест = $2 \cdot 10^{-17}$
В растворе какого вещества концентрация ионов CN^- наибольшая?
12. Известно, что из раствора комплексной соли $CoCl_3 \cdot 6NH_3$ нитрат серебра осаждает весь хлор, а из раствора $CoCl_3 \cdot 5NH_3$ только 2/3 хлора. Исходя из этого, напишите координационные формулы обоих соединений и уравнения их диссоциации.
13. Какое основание является более сильным: $Cu(OH)_2$ или $[Cu(NH_3)_4](OH)_2$? Какая кислота сильнее: HCN или $H[Ag(CN)_2]$? Дайте обоснованный ответ.
14. Чем объяснить, что раствор $CdCl_2$ при действии щелочи дает осадок $Cd(OH)_2$, а раствор $[Cd(NH_3)_4]Cl_2$ осадка не образует?
15. Что происходит при действии раствора аммиака на $Cu(OH)_2$? Рассчитайте и сравните концентрации ионов Cu^{2+} в насыщенном растворе $Cu(OH)_2$ (ПР=$2 \cdot 10^{-20}$) и в 0,1М растворе $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$ (Кн=$9{,}3 \cdot 10^{-13}$), содержащем 0,2 моль/л избыточного NH_3.
16. Проанализируйте изомерию комплексных соединений. Чем различаются между собой структурная изомерия и стерео-изомерия? Дайте определение и приведите примеры для

следующих видов структурной изомерии: ионизационной, гидратной, связевой, полимеризационной и координационной, а также стереоизомерии геометрической и оптической.
17. Как можно представить образование координационных связей с позиций метода валентных связей? Какая взаимосвязь существует между геометрическими формами комплексных ионов и типами гибридизации орбиталей? Какие комплексы относят к высокоспиновым, а какие – к низкоспиновым? На чем основана методика прогноза парамагнитных и диамагнитных свойств комплексов?
18. Каковы основные положения теории кристаллического поля? Каким образом происходит расщепление d-орбиталей в октаэдрических, тетраэдрических и плоскоквадратных комплексах? Как влияет природа ионов комплексообразователей и лигандов на энергию расщепления Δo (Δt)? Какова методика применения теории кристаллического поля для оценки магнитных свойств комплексов? Что характеризует энергия стабилизации комплексов полем лигандов и как оценить ее величину, если известна электронная конфигурация иона комплексообразователя?
19. В чем заключается эффект Яна-Теллера? При каких электронных конфигурациях он проявляется? В каких случаях и почему на возможность реализации эффекта Яна-Теллера оказывает влияние сила поля лигандов? Почему несимметричное заполнение электронами t_{2g}-орбитали не приводит к существенному искажению координационных октаэдров? Перечислите электронные конфигурации ионов комплексообразователей (с указанием силы поля лигандов), при которых эффект Яна-Теллера не проявляется.
20. Примените метод молекулярных орбиталей (ММО) для описания химических связей между комплексообразователем и лигандами. Какие атомные орбитали (АО) участвуют в формировании сигма- и π-связей? Как можно определить число связывающих, разрыхляющих и несвязывающих молекулярных орбиталей (МО), которые могут сформироваться при образовании комплекса? Как учитывают вклад АО многоатомных лигандов в образование МО комплекса? Что представляет собой базовая диаграмма МО для октаэдрических комплексов типа ML^{n+}_6 и как она отражает расщепление орбиталей в соответствии с электронной конфигурацией $t_{2g}e_g$ и энергию расщепления Δo? Как и каким образом влияют на величину Δo π-донорные и π-акцепторные ли-ганды? Как ММО объясняет положение лигандов в ряду, отражающем относительную силу поля лигандов?

II семестр

Лабораторная работа №1

Тема: «Кислород, водород, вода, перекись водорода»

1. Валентные возможности атома водорода и характерные степени окисления?
2. Водород в природе. Изотопы водорода.
3. Молекула H_2. Физические свойства водорода в газообразном, жидком и твердом состоянии.
4. Методы получение водорода (промышленные и лабораторные).
5. Химические свойства водорода.
6. Ионы H^+, H_3O^+ и H–, ковалентные, ионные и металлоподобные гидриды, гидридные комплексы.
7. Особенности электронного строения атома кислорода. Валентные возможности и характерные степени окисления.
8. Строение молекулы O_2 (метод МО), парамагнетизм кислорода.

9. Методы получение кислорода (промышленные и лабораторные).
10. Аллотропия кислорода, озон.
11. Физические свойства кислорода.
12. Химические свойства кислорода.
13. Оксиды и их классификация.
14. Вода: строение молекулы, межмолекулярное взаимодействие и структура воды в жидком и твердом состоянии, аномалии воды, химические свойства.
15. Перекись водорода: строение и свойства.

Лабораторная работа №2

Тема: «Галогены и их соединения».

1. Какова электронная конфигурация атомов элементов 17-й группы? Какие степени окисления характерны для этих элементов? Приведите примеры соединений этих элементов в различных степенях окисления.
2. Как меняются по группе F-Cl-Br-I: а) радиусы атомов, б) первый потенциал ионизации, в) электроотрицательность атомов?
3. Как получают галогены в виде простых веществ в промышленности и в лаборатории? Напишите уравнения соответствующих реакций.
4. Как изменяются окислительные свойства в ряду галогенов F_2–Cl_2–Br_2–I_2? Проиллюстрируйте эту закономерность примерами химических реакций. В чем проявляются особенности фтора по сравнению с другими галогенами? Для окислительно-восстановительных процессов напишите электронно-ионные уравнения полуреакций.
5. Как изменяется в ряду галогеноводородов HF-HCl-HBr-HI: а) межатомное расстояние H-Hal, б) прочность связи, в) кислотные свойства их растворов в воде?
6. Как изменяются восстановительные свойства в ряду галогеноводородов HF-HCl-HBr-HI? Проиллюстрируйте эту закономерность примерами химических реакций. Как получают галогенводороды? Для окислительно-восстановительных процессов напишите электронно-ионные уравнения полуреакций.
7. Как галогены реагируют с водой? Напишите уравнения соответствующих реакций. Дайте определение реакции диспропорционирования.
8. Каково название кислот $HClO$, $HClO_2$, $HClO_3$, $HClO_4$ и и их солей. Как меняется сила кислот в ряду $HClO$-$HClO_2$-$HClO_3$-$HClO_4$?
9. Как меняются окислительные свойства в ряду $HClO$-$HClO_2$-$HClO_3$-$HClO_4$?
10. Сопоставьте по ряду оксокислот $HClO_3$-$HBrO_3$-HIO_3: а) окислительные свойства, б) кислотные свойства, в) термическую устойчивость. Напишите уравнения соответствующих реакций.
11. Напишите уравнения реакций, укажите условия их проведения:
1) $HCl + KMnO_4 \rightarrow$
2) $HCl + KClO_3 \rightarrow$
3) $NaCl + H_2SO_{4\ конц.} \rightarrow$
4) $KBr + H_2SO_{4\ конц.} \rightarrow$
5) $KBr + AgNO_3 \rightarrow$
6) $KI + I_2(aq) \rightarrow$
7) $CaF_2 + H_2SO_{4(конц.)} \rightarrow$
8) $HI + CuCl_2 \rightarrow$
9) $I_2 + KClO_3 \rightarrow$
10) $KI + Cl_2$ (в различных условиях) $\rightarrow$

12. Напишите уравнения реакций следующих превращений, укажите условия их проведения:

$CaF_2 \rightarrow HF \rightarrow KHF_2 \rightarrow F_2$

$$KI \rightarrow HI \xrightarrow{H_2SO_{4\ конц.}} X_1 \xrightarrow{H_2O_2,\ H^+} X_2 \rightarrow KICl_4$$

$CaOCl_2 \rightarrow X \rightarrow KClO_3 \rightarrow HCl$

$$Br_2 \xrightarrow{K_2CO_{3\ р\text{-}р}} X \rightarrow KBrO_4$$

Лабораторная работа №3

Тема: «Сера и ее соединения».

1. Какова электронная конфигурация атомов халькогенов? Какие степени окисления характерны для этих элементов? Приведите примеры соединений этих элементов в различных степенях окисления.
2. Как меняются по группе O–S–Se–Te:
а) радиусы атомов,
б) первый потенциал ионизации,
в) электроотрицательность атомов?
3. Что такое аллотропия и полиморфизм? Какие аллотропные и полиморфные модификации кислорода и серы Вы знаете? Как их получают?
4. Как меняются физические и химические свойства простых веществ в ряду O–S–Se–Te?
5. Как изменяется в ряду H_2O–H_2S–H_2Se–H_2Te:
а) межатомное расстояние Н-Э,
б) прочность связи,
в) угол Н-Э-Н,
г) полярность связи,
д) $\Delta fH°298$?
Как получают эти соединения?
6. Как изменяются кислотные свойства растворов в воде в ряду
H_2S–H_2Se–H_2Te?
7. Как изменяются восстановительные свойства в ряду H_2O–H_2S–H_2Se–H_2Te? Проиллюстрируйте эту закономерность примерами химических реакций H_2O и H_2S.
8. Как изменяются кислотные и окислительно-восстановительные свойства в рядах оксидов (SO_2 - SeO_2 - TeO_2 , SO_3 - SeO_3 - TeO_3) и соответствующих кислот.
9. Каково электронное строение сульфит, бисульфит и сульфат-ионов?
10. Каково строение продуктов замещения в серной кислоте: полисульфаты, галогенангидриды, пероксо-кислоты.
11. Каково строение и свойства галогенидов серы, селена, теллура.
12. Осуществите химические превращения, используя минимальное количество
стадий:
$CaSO_4 \rightarrow S \rightarrow SOCl_2 \rightarrow K_2S_2O_7$
$FeS_2 \rightarrow H_2SO_4 \rightarrow H_2S_2O_8 \rightarrow Na_2S_2O_3 \rightarrow Na_2S_4O_6$

Лабораторная работа №4

Тема: «Азот. Соединения азота в различных степенях окисления, оксиды и кислоты азота»

1. Какими способами получают: аммиак, гидразин, гидроксиламин? Проиллюстрируйте примерами реакций их восстановительные свойства. Какие из этих веществ проявляют окислительную активность? Приведите примеры соответствующих реакций.

2. Используя в качестве примера цинк и медь, напишите уравнения взаимодействия металла с разбавленной и концентрированной азотной кислотой.

3. Как меняются окислительные свойства в ряду HNO_2–HNO_3? Проиллюстрируйте ответ примерами химических реакций разбавленных растворов этих кислот с одним и тем же восстановителем.

4. Напишите уравнения реакций и электронно-ионные уравнения полуреакций для следующих процессов:

1) $NH_2OH + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow$

5. Напишите уравнения реакций следующих превращений, используя для каждого превращения минимальное число стадий. Укажите условия их проведения.

$NaNO_3 \rightarrow NO_2 \rightarrow NO \rightarrow N_2$

Лабораторная работа №5

Тема: «Фосфор, сурьма, висмут и их соединения»

1. Какова электронная конфигурация атомов элементов 15-й группы? Какие степени окисления характерны для этих элементов? Приведите примеры соединений этих элементов в различных степенях окисления.

2. Как меняются по группе N–P–As–Sb–Bi:

а) радиусы атомов,

б) электроотрицательность атомов,

в) первые потенциалы ионизации?

3. Как изменяются восстановительные свойства в ряду NH_3–PH_3–AsH_3–SbH_3–BiH_3? Подтвердите ответ примерами химических реакций. Как получают PH_3 и SbH_3?

6. Известно, что в ряду элементов P–As–Sb–Bi устойчивость соединений в высшей степени окисления уменьшается. Каков состав соединений, образующихся при горении на воздухе фосфора, мышьяка, сурьмы, висмута? Напишите уравнения реакций взаимодействия $KBiO_3$ с HCl и $KBiO_3$ с H_2SO_4.

8. Напишите уравнения реакций и электронно-ионные уравнения полуреакций для следующих процессов:

1) $NH_2OH + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow$

2) $H_3PO_3 + KMnO_4 \rightarrow$

3) $Na_3AsO_4 + KI + H_2SO_4 \rightarrow$

4) $Sb + HNO_3 \rightarrow$

5) $Bi(OH)_3 + Cl_2 + NaOH \rightarrow$

6) $KBiO_3 + MnSO_4 + H_2SO_4 \rightarrow$

9. Напишите уравнения реакций следующих превращений, используя для каждого превращения минимальное число стадий. Укажите условия их проведения.

$P \rightarrow H_3PO_3 \rightarrow H_3PO_4 \rightarrow Ag_3PO_4$

$As \rightarrow As_2O_3 \rightarrow (NH_4)_3AsO_4 \rightarrow As_2S_3$

$SbCl_3 \rightarrow Sb_2S_3 \rightarrow (NH_4)_3SbS_4 \rightarrow Sb_2S_5$

Лабораторная работа №6

Тема: «Углерод, кремний, олово свинец и их соединения»

1. Какова электронная конфигурация атомов элементов 14-й группы? Какие степени окисления проявляют эти элементы? Приведите примеры соединений этих элементов в различных степенях окисления.

2. Как изменяются атомные радиусы в ряду C–Si–Ge–Sn–Pb? Как изменяются по группе кислотные свойства оксидов Э(IV)?

3. Сопоставьте кислотные свойства угольной и ортокремниевой кислот. Что происходит при пропускании в раствор силиката натрия избытка углекислого газа? Как взаимодействуют при совместном прокаливании карбонат натрия с оксидом кремния (IV)? Напишите уравнения соответствующих реакций. Сопоставьте летучесть соответствующих оксидов. Как влияет строение оксида на его агрегатное состояние, химические и физические свойства?

4. Какие процессы протекают при растворении Na_2CO_3 в воде? Напишите уравнения реакций электролитической диссоциации и гидролиза этой соли. Какова реакция среды получившегося раствора: кислая, нейтральная или щелочная? Как усилить гидролиз?

5. Какие процессы протекают при взаимодействии SiF_4, $SiCl_4$ с водой? Какие комплексные частицы образуются во фторидных растворах? Напишите уравнения соответствующих реакций. Какова реакция среды получившихся растворов: pH<7, =7, >7?

6. Объясните, можно ли хранить плавиковую кислоту (HF) в стеклянной посуде? Предложите несколько способов перевода в растворимые соединения оксида кремния SiO_2. Напишите уравнения всех предложенных Вами реакций, укажите условия их проведения.

7. Известно, что в ряду элементов Si, Ge, Sn, Pb устойчивость соединений в низшей положительной степени окисления увеличивается. Подтвердите устойчивость Pb^{2+} уравнениями реакции PbO_2 с HCl. Приведите пример другой группы Периодической системы, в которой существует такая же закономерность.

8. Объясните, почему для разделения смеси сульфидов PbS и Sb_2S_3 можно использовать растворы сульфида $(NH_4)_2S$ или полисульфида $(NH_4)_2S_2$. Напишите уравнения соответствующих реакций.

11. Определите, будут ли соединения олова(II) восстанавливать $Bi(OH)_3$ при pH = 14 если известно, что $E^o([Sn(OH)_6]^{2-}/[Sn(OH)_4]^{2-})$ = -0.93 В; $E^o(Bi(OH)_3/Bi)$ = -0.45 В. Ответ подтвердите расчетом E_r^o. Напишите уравнение реакции взаимодействия $Na_2[Sn(OH)_4]$ с $Bi(OH)_3$.

9. Напишите уравнения реакций, используя для каждого превращения минимальное число стадий, укажите условия их проведения:

$C \rightarrow CO \rightarrow CO_2 \rightarrow CaCO_3$

$Na_2SiO_3 \rightarrow SiO_2 \cdot xH_2O \rightarrow SiF_4 \rightarrow H_2SiF_6$

Лабораторная работа №7

Тема: «Бор, алюминий».

1. Какова электронная конфигурация атомов элементов 3А группы? Какие степени окисления проявляют эти элементы? Приведите примеры соединений этих элементов в различных степенях окисления.
2. Как изменяются атомные радиусы в ряду B–Al–Ga–In–Tl? Как изменяются по группе кислотные свойства оксидов?
3. В виде каких соединений элементы 3А группы встречаются в природе? Как получают их в промышленности? Напишите уравнения соответствующих реакций?
4. В каких кислотах можно растворить Al, Ga, In, Tl? Какие из этих металлов растворяются в растворах щелочей? Напишите уравнения соответствующих реакций.
5. Как меняются свойства гидроксидов $Э(OH)_3$ по ряду B–Al–Ga–In–Tl. Для подтверждения предложенной закономерности, приведите примеры реакций.
6. Какие процессы протекают при взаимодействии BF_3, BCl_3 с водой? Какие комплексные частицы образуются во фторидных растворах? Напишите уравнения соответствующих реакций. Какова реакция среды получившихся растворов: pH<7, =7, >7?
7. Напишите уравнения реакций, используя для каждого превращения минимальное число стадий, укажите условия их проведения:

$Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O \rightarrow H_3BO_3 \rightarrow B_2O_3 \rightarrow B$

$Al \rightarrow Na[Al(OH)_4(H_2O)_2] \rightarrow Al(OH)_3 \rightarrow KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$

Лабораторная работа №8

Тема: «Щелочные и щелочноземельные металлы, бериллий, магний».

1. Какова электронная конфигурация атомов элементов 1 и 2 группы? Какие степени окисления проявляют эти элементы?
2. Как в рядах Li – Na – K – Rb – Cs и Be – Mg – Ca – Sr – Ba меняются
а) радиусы атомов,
б) первые ионизационные потенциалы?
3. В виде каких соединений элементы 1 и 2 группы встречаются в природе? Как получают эти металлы в промышленности? Напишите уравнения соответствующих реакций?

4. Соединения какого состава образуются при сгорании щелочных металлов на воздухе или в кислороде? От чего зависит их состав? Из каких структурных единиц построены эти соединения?
5. Напишите уравнения реакций получения K_2O, K_2O_2, KO_2. Как эти соединения реагируют с водой и с CO_2?
6. Приведите уравнения реакций, лежащих в основе методов получения растворов щелочей? Как можно получить безводную щелочь?
7. Приведите уравнения реакций получения карбоната натрия по методу Сольвэ и по методу Леблана. Почему метод Сольвэ нельзя использовать для получения $KHCO_3$?
8. Приведите примеры малорастворимых солей элементов 1 и 2 группы? В чем причина их низкой растворимости?
9. В каких кислотах можно растворить Be, Mg, Ca, Sr, Ba? Какие из этих металлов растворяются в растворах щелочей? Напишите уравнения соответствующих реакций. Как меняется активность металлов по ряду
Be – Mg – Ca – Sr – Ba?
10. Свойства гидроксидов $Э(OH)_2$ по ряду Be – Mg – Ca – Sr – Ba меняются от амфотерных до основных. Для подтверждения предложенной закономерности, приведите примеры реакций.
11. Напишите уравнения реакций, используя для каждого превращения минимальное число стадий, укажите условия их проведения:
$MgCl_2$ р-р → $MgCO_3$ → MgO → Mg
$BaCl_2$ → $BaSO_3$ → $BaSO_4$ → BaS → $BaCl_2$

Лабораторная работа №9

Тема: «Титан, ванадий и их соединения».
1. Напишите электронные конфигурации атомов элементов 4Б и 5Б групп. Какие степени окисления проявляют эти элементы? Как изменяются атомные радиусы в рядах Ti – Zr – Hf и V – Nb – Ta? Почему плотность металлического Hf в два раза превышает плотность Zr?
2. Как изменяется относительная устойчивость соединений с низкими степенями окисления в ряду Ti – Zr – Hf? Ответ подтвердите уравнениями соответствующих реакций. Какие степени окисления проявляет ванадий? Приведите примеры соединений.
3. Какие координационные числа характерны для элементов 4Б и 5Б групп? Приведите примеры комплексов Ti(III), Ti(IV) и Zr(IV), существующих в твердой фазе и в растворе.
4. В виде каких соединений Ti, Zr, Hf встречаются в природе? Способы получения металлов. Почему ванадий, ниобий и тантал относят к рассеянным элементам? Как можно получить ванадий из V_2O_5?
5. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно перевести TiO_2 в растворимые соединения титана.
6. Напишите уравнения реакций взаимодействия титана с соляной кислотой и со смесью азотной и плавиковой кислот.
7. Какие хлориды получаются в результате взаимодействия ванадия, ниобия и тантала с газообразным хлором? Напишите уравнения реакций.
8. Как последовательно изменяется цвет раствора при взаимодействии ванадата натрия с цинком в кислой среде? Напишите уравнения соответствующих реакций.
9. Объясните различную окраску хлоридных растворов Ti(III) и Ti(IV) используя ТКП.

10. Почему тетрахлорид титана «дымит» во влажном воздухе? Напишите уравнения реакции, объясняющей это явление.
11. Как обнаружить присутствие соединений титана в растворе?
12. Напишите реакции взаимодействия VCl_2, VCl_3, $VOCl_2$, $VOCl_3$ со щелочью. Как изменяются кислотно-основные свойства в ряду V(II) – V(III) – V(IV) – V(V)?
13. Напишите уравнения следующих реакций и укажите условия их протекания:
$V_2O_5 + C + Cl_2 \rightarrow$ $Nb_2O_5 + C + Cl_2 \rightarrow$
$NaVO_3 + H_2O_2 + H_2SO_4 \rightarrow$ $V_2O_5 + H_2O_2 + KOH \rightarrow$

Лабораторная работа №10

Тема: «Хром, молибден, вольфрам и их соединения».
1. Какова электронная конфигурация атомов элементов 6 группы? Какие степени окисления они имеют? Приведите примеры соответствующих соединений Cr, Mo, W.
2. Укажите, как меняются по группе: а) радиусы атомов, б) первые потенциалы ионизации, в) координационные числа, г) температуры плавления простых веществ.
3. Как меняется активность металлов по ряду Cr – Mo – W? Какие кислоты растворяют эти металлы? Напишите уравнения реакций хрома с растворами хлороводородной и азотной кислот.
4. Как меняется устойчивость соединений Cr, Mo, W в степенях окисления II и III? Как меняется устойчивость соединений Cr, Mo, W высших степеней окисления?
5. Как меняются кислотно-основные свойства соединений в ряду Cr(II) – Cr(III) – Cr(VI)?
6. Нарисуйте энергетическую диаграмму расщепленных *d*-орбиталей и распределение электронов (ТКП) для гексааквакомплексов Cr^{+2} и Cr^{+3}.
7. Напишите реакцию восстановления дихромата калия сернистым газом в кислой среде. Определите возможность протекания этой реакции при pH=5.

Лабораторная работа №11

Тема: «Марганец и его соединения».
1. Какова электронная конфигурация атомов элементов 7 группы? Какие степени окисления характерны для этих элементов? Приведите примеры соответствующих соединений Mn и Re. Какие координационные числа характерны для этих элементов?
2. Как меняются по группе Mn – Tc – Re
а) радиусы атомов,
б) первые ионизационные потенциалы?
3. В виде каких соединений встречается марганец в природе? Напишите уравнения реакций получения металлического марганца:
а) методом алюмотермии (из пиролюзита MnO_2),
б) электролитическим методом (из MnSO4).
4. Как меняется активность металлов в ряду Mn – Tc – Re по отношению к кислотам? Напишите уравнения реакций:
$Mn + HCl \rightarrow$
$Tc + HNO_3$ (30%) $\rightarrow$
$Re + H_2O_2 \rightarrow$
5. Напишите уравнения приведенных реакций:
$KMnO_4 + H_2SO_{4(p\text{-}p)} + H_2S \rightarrow$
$KTcO_4 + H_2SO_{4(p\text{-}p)} + H_2S \rightarrow$

$KReO_4 + H_2SO_{4(р-р)} + H_2S \rightarrow$

Используя эти примеры, назовите наиболее сильный окислитель среди анионов MO_4^- (M = Mn, Tc, Re) и укажите, как меняется устойчивость соединений элементов в высших степенях окисления в ряду Mn – Tc – Re?

6. Напишите уравнения реакций взаимодействия MnO, MnO_2, K_2MnO_4 и $KMnO_4$ с соляной кислотой. Для уравнивания ОВР используйте электронно-ионный баланс. Какие из этих реакций используются как лабораторные методы получения хлора?

7. Что происходит при добавлении к раствору, содержащему перманганат-ион, раствора щелочи? Как меняется окраска раствора? Какой газ выделяется? Напишите уравнение реакции.

8. При взаимодействии $KMnO_4$ с $H_2C_2O_4$ в присутствии $K_2C_2O_4$ в водном растворе образуется триоксалатоманганат(III) калия. Напишите уравнение реакции. Для образовавшегося октаэдрического комплексного иона:

а) укажите полную электронную конфигурацию центрального иона;

б) изобразите на диаграмме расщепленных *d*-орбиталей центрального иона (ТКП) распределение электронов и рассчитайте энергию стабилизации кристаллическим полем (ЭСКП), учитывая, что $C_2O_4^{2-}$ - лиганд слабого поля;

Лабораторная работа №12

Тема: «Железо, кобальт, никель. Комплексные соединения железа, кобальта, никеля».

1. Какова электронная конфигурация атомов элементов Fe, Co, Ni? Какие степени окисления характерны для этих элементов? Приведите пример соответствующих соединений.

2. В виде каких соединений встречается железо в природе? Как из них можно получить металл? Чем он может быть загрязнен?

3. Укажите, как меняются в периоде:

а) радиусы атомов,

б) первые потенциалы ионизации.

4. Как меняется восстановительная способность металлов? Приведите примеры реакций этих металлов с концентрированной и разбавленной кислотами (HCl, H_2SO_4, HNO_3).

5. Нарисуйте энергетическую диаграмму расщепленных *d*-орбиталей и распределение электронов (ТКП) для цианидных комплексов Fe^{2+} и Fe^{3+}. Сравните для этих комплексов:

а) величину расщепления,

б) ЭСКП (термодинамическую устойчивость),

в) кинетическую устойчивость (лабильность, инертность).

6. Нарисуйте энергетическую диаграмму расщепленных *d*-орбиталей и распределение электронов (ТКП) для аквакомплекса Co^{+2} и цианидного комплекса Co^{+2}. Сравните для этих комплексов:

а) величину расщепления,

б) ЭСКП (термодинамическую устойчивость),

в) магнитный момент.

7. Значение pH раствора $FeCl_2$ больше, чем раствора $FeCl_3$. Объясните это явление с точки зрения кислотно-основных взаимодействий. Что можно сказать об изменении кислотно-основных свойств в ряду Fe(II) – Fe(III) – Fe(VI)?

8. Какие бинарные соединения железа и серы вы знаете? Можно ли осадить сульфид железа сероводородом?

10. Каковы качественные реакции на ионы Fe^{2+} и Fe^{3+}? Напишите уравнения реакций. Как можно различить растворы солей Fe^{2+}, Co^{2+}, Ni^{2+}?

Лабораторная работа №13

Тема: «Медь, серебро, цинк, кадмий и их соединения».

1. Какова электронная конфигурация атомов элементов 1Б группы? Какие степени окисления характерны для этих элементов? Приведите примеры соответствующих соединений.
2. Как меняются по группе Cu – Ag – Au:
а) радиусы атомов,
б) первые ионизационные потенциалы?
Почему у элементов 1Б группы радиусы атомов меньше, чем у соответствующих щелочных металлов, а ионизационные потенциалы значительно выше?
3. В виде каких соединений встречаются элементы 1Б группы в природе? Как получают соответствующие металлы в промышленности? Напишите уравнения основных соответствующих реакций.
4. В каких кислотах можно растворить Cu, Ag, Au? Напишите уравнения соответствующих реакций. Почему эти металлы в стандартных условиях не растворяются в соляной кислоте? Как меняется активность металлов по ряду Cu – Ag – Au?
5. Будет ли металлическое железо вытеснять медь из солей Cu^{2+}, металлическая медь – железо из солей Fe^{3+}? Напишите уравнения соответствующих реакций.
6. Как получить гидроксид меди (II)? Можно ли для этого использовать:
а) раствор аммиака,
б) раствор NaOH?
В чем растворяется гидроксид меди(II)? Можно ли для этого использовать:
а) раствор аммиака,
б) концентрированный раствор NaOH,
в) раствор соляной кислоты?
Проявляет ли $Cu(OH)_2$ амфотерные свойства? Напишите уравнения соответствующих реакций.
7. Как, исходя из $CuCl_2$, получить CuCl? В чем можно растворить CuCl? Объясните, почему при разбавлении водой солянокислого раствора хлорида меди(I) выпадает белый осадок. Напишите уравнения соответствующих реакций.
8. При пропускании в синий раствор $[Cu(NH_3)_4(H_2O)_2]SO_4$ бесцветного газа H_2S выделяется черный осадок. Напишите уравнение соответствующей реакции.
9. Приведите примеры не растворимых в воде соединений серебра. Обсудите условия перевода их в растворимое состояние. Напишите уравнения соответствующих реакций.
10. Получите Ag_2O_2 из $AgNO_3$. Какие степени окисления проявляет серебро в этих соединениях? Напишите уравнения соответствующих реакций и условия их проведения.
11. Напишите уравнения реакций следующих превращений, укажите условия их проведения:
$Au \rightarrow Na[Au(CN)_2] \rightarrow Au \rightarrow H[AuCl_4]$
12. Нарисуйте энергетическую диаграмму расщепления *d*-орбиталей и распределение электронов центрального атома иона $[Cu(H_2O)_6]^{2+}$. Почему этот ион окрашен, а Cu^+ в CuCl - бесцветен?

13. Какова электронная конфигурация атомов элементов 2Б группы? Какие степени окисления они имеют? В чем заключается особое положение Zn, Cd и Hg в семействе переходных металлов?
14. Как изменяется активность металлов в ряду Zn – Cd – Hg? Какие из этих металлов растворяются в хлороводородной кислоте? В чем можно растворить ртуть?
15. Гидроксид цинка – амфотерное основание. Приведите примеры реакций, подтверждающих это утверждение.
16. Приведите примеры комплексных соединений цинка и кадмия. Каковы координационные числа центральных атомов и геометрия комплексов?
17. Приведите примеры соединений, содержащих Hg_2^{2+}, которые устойчивы при нормальных условиях? Что происходит при взаимодействии нитрата ртути(I) с: а) NaOH, б) H_2S, в) $NH_3 \cdot H_2O$?
18. Как меняется растворимость сульфидов элементов 2Б группы? Какие сульфиды можно осадить сероводородом в кислой среде?
19. Предложите способ выделения хлоридов цинка, кадмия и ртути из водного раствора, содержащего все три соли.

Требования к выполнению лабораторных работ

Каждый студент выполняет лабораторные работы согласно графику.

Прежде чем приступить к работе в лаборатории, все студенты должны пройти инструктаж по технике безопасности и расписаться в журнале инструктажа техники безопасности.

Успешное занятие в лаборатории возможно только в том случае, если подготовиться к выполнению работы. Подготовка к работе проводится в часы самостоятельной работы. При подготовке нужно использовать описание работ и рекомендованную литературу.

Для выполнения лабораторных работ используется специальная тетрадь - лабораторный журнал, в который заносятся все результаты проведенных опытов. Лабораторный журнал является документом, удостоверяющим выполнение студентом лабораторных работ. На титульном листе журнала указывается ФИО, номер группы, учебный год.

Любая лабораторная работа начинается с указания номера и названия работы. После этого записываются используемые приборы и реактивы, ход работы, результаты и вычисления, заканчивается лабораторная работа выводом. Пробирочные опыты оформляются в виде таблицы, где указываются название опыта, используемые реактивы, наблюдения, уравнения химических реакций и вывод.

К работе в лаборатории допускаются студенты, которые имеют лабораторный журнал, подготовленный к работе, изучили описание работы, имеют представление о ходе выполнения работы.

Для допуска к работе студент должен иметь лабораторный журнал с правильно оформленной лабораторной работой. Допуск студентов к выполнению лабораторной работы проводится преподавателем путем устного опроса либо письменно. К выполнению текущей лабораторной работы допускаются только те студенты, которые:

- правильно оформили данную работу;
- знают название и цель работы; понимают сущность явлений и знают законы, которые лежат в основе данной работы; имеют четкое представление, что и каким способом будет выполняться.

После выполнения и оформления лабораторной работы студент должен ее защитить.

К защите лабораторной работы студент обязан:

- предоставить полностью оформленную лабораторную работу с заполненными таблицами, графиками, расчетами и выводами;
- знать необходимый теоретический материал;
- уметь кратко рассказать о содержании проведённого им эксперимента и обосновать выводы, сделанные в заключении;
- уметь решать практические задачи по теме данной работы.

3. Критерии оценки:

Критерии	**Оценка**	**Уровень**
Работа выполнена и оформлена в полном объеме, получены правильные ответы на дополнительные вопросы преподавателя в рамках данной темы. Студент умеет решать практические задания по теме работы и обосновывать правильность решения.	«зачтено»	повышенный (продвинутый) уровень
Работа выполнена и оформлена в полном объеме, но допущены ошибки при ответе на дополнительные вопросы преподавателя и незначительные ошибки в практических задачах.	«зачтено»	базовый уровень
Работа выполнена и оформлена в полном объеме, сделаны правильные выводы, однако, имеются некоторые нарушения требований по оформлению, например, ошибки в оформлении графиков, таблиц или в записи результатов измерений. После указания преподавателя данные недочеты устранены. Допущены ошибки при ответе на дополнительные вопросы преподавателя. Студент затрудняется в выполнении практических заданий по теме работы.	«зачтено»	пороговый уровень

Работа выполнена и оформлена в неполном объеме, например, не проведены расчеты погрешностей или проведены неправильно, отдельные результаты неверны, выводы заключения не соответствуют изучаемым явлениям, имеются значительные ошибки в графических данных. После указания преподавателя основные недочеты устранены, графики исправлены. Студент затрудняется в ответах на вопросы и выполнении практических задач.	«не зачтено»	уровень не сформирован

Если работа содержит большое количество ошибок, то студент ее дорабатывает и защищает повторно.

Рейтинг: Каждая выполненная, оформленная и защищенная студентом лабораторная работа оценивается в **5 баллов.** В первом семестре за выполнение и защиту лабораторных работ студент максимально может получить **65 баллов.** Во втором семестре за выполнение и защиту лабораторных работ студент максимально может получить **65 баллов.** Дополнительные баллы студент получает за выполнение, оформление и защиту индивидуальных экспериментальных заданий.

4.1.2 Примеры расчетных задач

1. В системе хлороводород – вода имеется азеотропный состав, соответствующий содержанию хлороводорода 20.2 % (масс.). Степень диссоциации хлороводорода в азеотропном растворе составляет 88 %. Рассчитайте значение pH раствора, если его плотность равна 1.10 г / $см^3$.

2. Рассчитайте массу 15 % олеума, которую необходимо добавить к 4.46 кг воды, чтобы получить раствор с массовой долей серной кислоты равной 4.7 % плотностью 1.035 г / $см^3$. Рассчитайте pH полученного раствора, приняв, что серная кислота по первой ступени полностью диссоциирована, а по второй ступени является кислотой средней силы и характеризуется константой диссоциации K_{a2} (H_2SO_4) = $1.2 \cdot 10^{-2}$.

3. В 1 л водного раствора уксусной кислоты концентрацией 0.01 моль / л содержится $6.27 \cdot 10^{21}$ частиц растворенного вещества в виде молекул и ионов. Рассчитайте равновесные концентрации уксусной кислоты, ионов водорода, ацетат-ионов и значение константы диссоциации уксусной кислоты.

4. Рассчитайте значения константы гидролиза, степени гидролиза и pH разбавленного раствора нитрита аммония NH_4NO_2 при температуре 22 °C. Ионное

произведение воды равно $1 \cdot 10^{-14}$, константы диссоциации $K_a(HNO_2) = 4.0 \cdot 10^{-4}$, $K_b(NH_4OH) = 1.8 \cdot 10^{-5}$.

5. Рассчитайте массу хлорида аммония, которую необходимо добавить к 0.5 л водного раствора гидроксида аммония концентрацией 0.05 моль / л, чтобы pH раствора стал равным 8. Степень диссоциации соли в растворе равна 90 %, константа диссоциации $K_b(NH_4OH) = 1.8 \cdot 10^{-5}$.

6. Рассчитайте значение pH водного раствора азотистой кислоты концентрацией 0.1 моль / л. Рассчитайте, каким станет значение pH при добавлении к 1 л этого раствора 0.2 моль нитрита натрия. Степень диссоциации соли в растворе равна 100 %. Константа диссоциации $K_a(HNO_2) = 5.1 \cdot 10^{-4}$.

7. Имеется водный раствор, насыщенный двумя солями – карбонатом бария и карбонатом стронция. Рассчитайте концентрации ионов Ba^{2+}, Sr^{2+} и CO_3^{2-} в растворе. ПР($BaCO_3$) = $5.1 \cdot 10^{-9}$, ПР ($SrCO_3$) = $1.1 \cdot 10^{-10}$.

8. Произведение растворимости сульфата кальция ПР ($CaSO_4$) = $2.5 \cdot 10^{-5}$. Рассчитайте значение растворимости соли в воде. Рассчитайте, во сколько раз уменьшится растворимость карбоната кальция по сравнению с первоначальной, если к 1 л насыщенного раствора карбоната кальция добавить 0.1 моль сульфата магния. Степень диссоциации сульфата магния α ($MgSO_4$) = 80 %.

9. Определите, выпадет ли осадок, если смешать 100 мл 0.002 М раствора нитрата серебра и 300 мл 0.01 М раствора карбоната натрия. ПР (Ag_2CO_3) = $6.1 \cdot 10^{-12}$.

10. Определите, выпадет ли осадок, если смешать равные объемы раствора, содержащего 22.2 г / л хлорида кальция и раствора, содержащего 56.8 г / л сульфата натрия. ПР ($CaSO_4$) = $6.1 \cdot 10^{-5}$. Примите, что все соли в растворе диссоциированы полностью.

4.1.3 Примеры контрольных работ

ВАРИАНТ КОНТРОЛЬНОЙ РАБОТЫ № 1

по теме «Основные понятия и законы химии»

1. Мышьяк образует два оксида, массовая доля мышьяка в которых соответственно равна 65,2 и 75,7%. Рассчитайте молярную массу эквивалента мышьяка в этих оксидах.

2. Объём паров 0,2 г вещества при 17 °С и давлении 101747 Па равен 48 мл. Рассчитайте молярную массу вещества и массу одной молекулы этого вещества.

3. При растворении 11,5 г смеси алюминия, меди и магния в соляной кислоте выделилось 7 л газа, измеренного при температуре 0 °С и давлении $0{,}81 \cdot 10^5$ Па.

4. Нерастворимый остаток переведён в раствор концентрированной азотной кислотой. При этом выделилось 4,48 л (н. у.) газа. Определить состав исходной смеси.

ВАРИАНТ КОНТРОЛЬНОЙ РАБОТЫ № 2

по теме «Растворы»

1. Из 400 г 50 % раствора H_2SO_4 выпариванием удалили 100 г воды. Чему равна массовая доля H_2SO_4 в оставшемся растворе.

2. Вычислить осмотическое давление раствора, содержащего 16 г сахарозы $C_{12}H_{22}O_{11}$ в 350 г воды при 293 К. Плотность раствора 1 г/мл.

3. Сколько воды нужно прибавить к 500 мл 0,1 М раствора муравьиной кислоты, чтобы степень диссоциации кислоты утроилась?

4. Растворимость $CaCO_3$ при 35° С равна $6{,}9 * 10^{-4}$ г/100 г воды. Вычислить произведение растворимости этой соли.

5. Какие из перечисленных солей подвергаются гидролизу: NaCN, KNO_3, KClO? Для каждой из гидролизующихся солей написать уравнения гидролиза в ионной и молекулярной формах и найти pH ее 0,1 М водного раствора.

ВАРИАНТ КОНТРОЛЬНОЙ РАБОТЫ № 3

по теме «Химия неметаллов»

1. С позиций теорий ВС и МО объясните строение и устойчивость частиц NO_2^+, H_2O.

2. Какие частицы присутствуют при растворении в жидкой серной кислоте: а) азотной кислоты; б) хлорной кислоты; в) уксусной кислоты; г) аммиака.

3. Определите, могут ли одновременно присутствовать в растворе а) H_2SeO_3 и KI; б) H_2SeO_3 и H_2Se; в) H_2SeO_3 и I_2?

ВАРИАНТ КОНТРОЛЬНОЙ РАБОТЫ № 4

по теме «Химия металлов»

1. Как и почему изменяются термическая устойчивость, растворимость и кислотно-основные свойства в ряду гидроксидов s-элементов II группы?

2. Объяснить химизм действия смеси концентрированных азотной и плавиковой кислот на металлические молибден и вольфрам.

3. Можно ли считать солями фторид, хлорид и бромид вольфрама(VI), если для них характерны низкие температуры плавления и кипения, растворимость в органических соединениях, легкая гидролизуемость? Предположите исходя из приведенных данных вид связи W-Г и тип кристаллической решетки в этих галогенидах.

4. По величине pH = 12,4 для насыщенного раствора гидроксида кальция вычислить произведение растворимости этого соединения.

4.1.4 Пример вопросов, задаваемых на коллоквиуме

Коллоквиум «Химическая термодинамика и кинетика»

1. Сформулируйте первый закон термодинамики. Запишите выражение I-го начала термодинамики.

2. Рассчитайте ΔH^0_{298} следующих реакций, используя табличные значения $\Delta_f H^0_{298}$ соответствующих веществ:

$CrCl_{2(тв)} + H_{2(г)} = Cr_{(тв)} + 2HCl_{(г)}$

$2NOCl_{(г)} = 2NO_{(г)} + Cl_{2(г)}$

$Fe_3O_{4(тв)} + CO_{(г)} = 3FeO_{(тв)} + CO_{2(г)}$

3. Почему, в отличие от энтальпии, для энтропии возможно определение абсолютного значения?

4. В реакционный сосуд для проведения реакции $2SO_2 + O_2 \rightarrow 2SO_3$ было введено 1.5 моль / л диоксида серы и 1 моль / л кислорода. Через некоторое время скорость реакции уменьшилась в 6 раз по сравнению с первоначальной. Рассчитайте концентрацию диоксида серы в этот момент времени.

5. От каких факторов зависит константа равновесия? Каким образом можно изменить соотношение компонентов реакции, находящихся в равновесии? Напишите выражения для константы равновесия для этих реакций. Не проводя расчетов, предскажите, как изменится количество исходных веществ в равновесии, если: а) увеличить температуру, б) увеличить давление.

$CO_{(г)} + Cl_{2(г)} = COCl_{2(г)}$ $\Delta H°<0$

$NH_4NO_{3(тв)} = N_2O_{(г)} + H_2O_{(г)}$ $\Delta H°>0$

Ba^{2+} (р) + $SO_4^{2-}{}_{(р\text{-}р)} = BaSO_{4(тв)}$ $\Delta H°<0$

$H_{2(г)} + Cl_{2(г)} = 2HCl_{(г)}$ $\Delta H°<0$

Коллоквиум «Строение атома и химическая связь»

1. Что определяется принципом Паули и правилами Хунда? Приведите электронную конфигурацию S, Cr, Ge, Br, Rb, Ti^{3+} , Fe^{3+}, P^{3+}, начиная от предшествующего благородного газа.
2. Обсудите следующие основные свойства химических элементов: атомный радиус, первый потенциал ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность. Каковы основные тенденции изменения этих величин в группах и периодах?
3. Приведите основные положения метода Гиллеспи. Примените метод для определения геометрической конфигурации молекул NH_3, H_2O, XeF_4, BF_3, $SOCl_2$. Каковы ограничения метода Гиллеспи?
4. Постройте энергетические диаграммы МО следующих двухатомных молекул и ионов: H_2^-, Be_2, O_2, CN^-, определите кратность связи в них; для ионов предложите формулы изоэлектронных молекул. Определите, какие из указанных ионов и молекул парамагнитны.

Вопросы к коллоквиуму по теме «Химия непереходных элементов»

1. Как меняются по группе F-Cl-Br-I: а) радиусы атомов, б) первый потенциал ионизации, в) электроотрицательность атомов?

2. Как изменяется в ряду H_2O–H_2S–H_2Se–H_2Te: а) межатомное расстояние Н-Э, б) прочность связи, в) угол Н-Э-Н, г) полярность связи, д) $\Delta fH°298$? Как получают эти соединения?

3. Напишите уравнения реакций и электронно-ионные уравнения полуреакций для следующих процессов:

1) $NH_2OH + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow$

2) $H_3PO_3 + KMnO_4 \rightarrow$

3) $Na_3AsO_4 + KI + H_2SO_4 \rightarrow$

4. Определите, будут ли соединения олова(II) восстанавливать $Bi(OH)_3$ при pH = 14 если известно, что $E^0([Sn(OH)_6]^{2-}/[Sn(OH)_4]^{2-})$ = -0.93 В; $E^o(Bi(OH)_3/Bi)$ = -0.45 В. Ответ подтвердите расчетом ΔE^0. Напишите уравнение реакции взаимодействия $Na_2[Sn(OH)_4]$ с $Bi(OH)_3$.

Вопросы к коллоквиуму «Комплексные соединения»

1. По методу валентных связей предскажите тип гибридизации атомных орбиталей комплексообразователя и геометрическую форму следующих комплексов: тетрагидроксоаурат(III)-ион; катион гексааквааалюминия(III)

2. Нарисуйте энергетическую диаграмму расщепленных d-орбиталей и распределение электронов (ТКП) для гексааквакомплексов Cr^{+2} и Cr^{+3}. Сравните для этих комплексов: а) величину расщепления, б) термодинамическую устойчивость (ЭСКП), в) кинетическую устойчивость (лабильность, инертность), г) магнитный момент (мБ). Что изменится в строении этих комплексов, если воду заменить цианид-ионом?

3. Приготовлен 1 М по хрому раствор соли $[Cr(H_2O)_5Cl]Cl_x$. Определите значение *x* и вычислите степень окисления хрома, если для осаждения серебра из 100 мл 1 М раствора нитрата серебра было израсходовано 50 мл этого раствора.

4. К 0,1М раствору $K_2[Cu(CN)_4]$, содержащему, кроме того 0,1 моль/л KCN, прибавлен раствор сульфида натрия. Рассчитать концентрацию сульфид-ионов, при которой сульфид кадмия может выпасть в осадок. Произведение растворимости сульфида кадмия равно $3{,}6 \cdot 10^{-29}$.

Вопросы к коллоквиуму по теме «Химия переходных элементов»

1. Какова электронная конфигурация атомов элементов 6 группы? Какие степени окисления они имеют? Приведите примеры соответствующих соединений Cr, Mo, W.

2. Какие координационные числа характерны для элементов 4 группы? Приведите примеры комплексов Ti(III), Ti(IV) и Zr(IV), существующих в твердой фазе и в растворе.

3. Напишите уравнения реакций, используя для каждого превращения минимальное число стадий, укажите условия их проведения:

$MgCl_{2\ р\text{-}р} \rightarrow MgCO_3 \rightarrow MgO \rightarrow Mg$

$BaCl_2 \rightarrow BaSO_3 \rightarrow BaSO_4 \rightarrow BaS \rightarrow BaCl_2$

$Al \rightarrow Na[Al(OH)_4(H_2O)_2] \rightarrow Al(OH)_3 \rightarrow KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$

4. Рассмотрите диаграмму Латимера для хрома и обсудите окислительно-восстановительные свойства соединений хрома в степенях окисления +2, +3, +6. В каких условиях, и какими реагентами можно восстановить и окислить Cr(III) в растворе? Напишите уравнения реакций. Каковы продукты восстановления Cr(VI) в кислой, щелочной среде и при сплавлении?

4.1.5 Пример вопросов, задаваемых при защите лабораторных работ

1. Какова электронная конфигурация атомов халькогенов? Какие степени окисления характерны для этих элементов? Приведите примеры соединений этих элементов в различных степенях окисления.

2. Как меняются по группе O–S–Se–Te:

а) радиусы атомов,

б) первый потенциал ионизации,

в) электроотрицательность атомов?

3. Что такое аллотропия и полиморфизм? Какие аллотропные и полиморфные модификации кислорода и серы Вы знаете? Как их получают?

4. Как меняются физические и химические свойства простых веществ в ряду O–S–Se–Te?

5. Как изменяется в ряду H_2O–H_2S–H_2Se–H_2Te:

а) межатомное расстояние Н-Э,

б) прочность связи,

в) угол Н-Э-Н,

г) полярность связи,

д) $\Delta_f H°298$?

Как получают эти соединения?

6. Как изменяются кислотные свойства растворов в воде в ряду

$H_2S–H_2Se–H_2Te$?

7. Как изменяются восстановительные свойства в ряду $H_2O–H_2S–H_2Se–H_2Te$? Проиллюстрируйте эту закономерность примерами химических реакций H_2O и H_2S.

8. Как изменяются кислотные и окислительно-восстановительные свойства в рядах оксидов (SO_2 - SeO_2 - TeO_2 , SO_3 - SeO_3 - TeO_3) и соответствующих кислот.

9. Каково электронное строение сульфит, бисульфит и сульфат-ионов?

10. Каково строение продуктов замещения в серной кислоте: полисульфаты, галогенангидриды, пероксо-кислоты.

11. Каково строение и свойства галогенидов серы, селена, теллура.

12. Осуществите химические превращения, используя минимальное количество стадий:

$CaSO_4 \rightarrow S \rightarrow SOCl_2 \rightarrow K_2S_2O_7$

$FeS_2 \rightarrow H_2SO_4 \rightarrow H_2S_2O_8 \rightarrow Na_2S_2O_3 \rightarrow Na_2S_4O_6$

4.1.6. Примерные темы экспериментальных (исследовательских) задач

1. Экспериментально доказать, что буферная емкость раствора увеличивается при увеличении концентрации компонентов.
2. Экспериментально доказать, что буферная емкость раствора максимальна при стехиометрическом соотношении компонентов.
3. Используя необходимые справочные данные и определив экспериментально теплоты растворения KCl, KBr, KI, определить теплоты гидратации галогенид-ионов. Объяснить их зависимость от ионного радиуса.
4. Используя необходимые справочные данные и определив экспериментально теплоты растворения LiCl, NaCl, KCl, определить теплоты гидратации катионов. Объяснить их зависимость от ионного радиуса.
5. Определить теплоту нейтрализации уксусной кислоты сильным основанием при различных концентрациях кислоты. По полученным данным рассчитать теплоту диссоциации уксусной кислоты.
6. Определить теплоту нейтрализации аммиака сильной кислотой при его различных концентрациях в водном растворе. По полученным данным рассчитать теплоту диссоциации водного раствора аммиака.
7. Построить кинетическую кривую для реакции разложения перекиси водорода в присутствии диоксида марганца, определить порядок реакции (как минимум двумя методами) и константу скорости. Предложить возможный механизм реакции. В литературе имеются данные о том, что в присутствии 2%-ной фосфорной кислоты скорость разложения перекиси водорода резко замедляется. Проверьте это утверждение экспериментально.
8. Определить порядок реакции разложения перекиси водорода в присутствии раствора дихромата калия по реагенту (H_2O_2) и катализатору ($Cr_2O_7^{2-}$). Предложить возможный механизм реакции. Изучите влияние температуры на скорость процесса и вычислите энергию активации.
9. В литературе сообщалось, что хлориды меди и железа (40% $CuCl_2$ и 20% $FeCl_3$) ускоряют разложение перекиси водорода. Проверьте эти сообщения, проделав необходимый эксперимент. Обладают ли аналогичным действием сульфаты или нитраты тех же элементов?

10. Используя справочные данные о теплоте образования 0,2 М раствора соляной кислоты, и проведя необходимый эксперимент, определить энтальпию образования хлорида магния.
11. Определить теплоту гидратации иона калия по справочным данным об энергиях кристаллической решетки хлорида калия и хлорида магния, теплоте гидратации иона магния и проведя необходимый эксперимент.
12. Определить теплоту гидратации иона натрия по справочным данным о теплотах образования сульфатов натрия и магния, теплоте гидратации иона магния и проведя необходимый эксперимент.
13. По зависимости скорости реакции взаимодействия твердого карбоната натрия с соляной кислотой от концентрации кислоты определить порядок по иону водорода (как минимум двумя методами) и константу скорости данной реакции.
14. Построить график зависимости скорости реакции взаимодействия твердого карбоната натрия с соляной кислотой от температуры (не менее 5 точек), определить энергию активации данной реакции.
15. По зависимости скорости реакции взаимодействия магния с серной кислотой от концентрации кислоты определить порядок по иону водорода (как минимум двумя методами) и константу скорости данной реакции.
16. Построить график зависимости скорости реакции взаимодействия алюминия (магния) с соляной кислотой от температуры (не менее 5 точек), определить энергию активации данной реакции.
17. По зависимости скорости реакции взаимодействия тиосульфата натрия с серной кислотой от концентрации кислоты и тиосульфата натрия определить порядок реакции по иону водорода и тиосульфат-иону (как минимум двумя методами) и константу скорости данной реакции.
18. Предложить методику экспериментального определения константы диссоциации уксусной кислоты.
19. Предложить методику и провести анализ смеси, содержащей металлические магний и алюминий, с целью определения ее количественного состава.
20. Предложить методику и провести анализ смеси, содержащей металлические цинк и алюминий, с целью определения ее количественного состава.
21. Предложить методику и провести анализ смеси, содержащей карбонат натрия и нитраты натрия и калия, с целью определения ее количественного состава.
22. Предложить методику и провести анализ смеси, содержащей карбонат натрия и гидрокарбонат натрия, с целью определения ее количественного состава.
23. Изучить реакцию нейтрализации соляной кислоты щелочью в присутствии сильного электролита (хлорида натрия, сульфата натрия) при концентрации сильного электролита 0,1; 0,5; 1М. Объяснить влияние сильных электролитов на величину теплового эффекта.
24. Определите энтальпии взаимодействия солей гидрокарбоната натрия, дигидрофосфата натрия, гидрофосфата натрия с соляной кислотой и щелочью в зависимости от концентрации. Сделайте выводы по полученным результатам.
25. Определите энтальпии взаимодействия солей карбоната натрия, карбоната кальция, карбоната магния с соляной кислотой в зависимости от концентрации кислоты. Сделайте выводы по полученным результатам.
26. Определите энтальпию нейтрализации сравнительно малорастворимого основания гидроксида кальция, взяв для эксперимента некоторый объем насыщенного раствора и навеску вещества. Какие результаты можно получить

из численных значений двух энтальпий нейтрализации – насыщенного раствора и кристаллического вещества?

27. Определите энтальпию нейтрализации кристаллической соды и ее насыщенного раствора. Какие выводы можно сделать из результатов эксперимента?
28. Определите энтальпии взаимодействия с кислотой безводного и десятиводного карбоната натрия. Какие выводы можно сделать из проведенного эксперимента?
29. Определите энтальпии растворения нитратов натрия, калия и аммония. Какие выводы можно сделать из проведенного эксперимента?
30. Предложите методику определения энтальпии нейтрализации многоосновных кислот: фосфорной, борной, лимонной, щавелевой. Сделайте выводы из полученных результатов.

4.1.7. Примерные темы синтезов

Химия неметаллов

1. Хлорат калия.
2. Хлорная известь
3. Тиосульфат натрия
4. Соляная кислота
5. Азотная кислота
6. Бура
7. Борная кислота
8. Оксалат калия
9. Диоксид свинца
10. Иодид свинца (II)
11. Декагидрат сульфата натрия
12. Оксид олова (II)
13. Алюмокалиевые квасцы
14. Алюмоаммонийные квасцы
15. Йод
16. Карбонат свинца (II)

Химия металлов

1. Пирофорное железо
2. Малахит
3. Карбонат кадмия(II)
4. Оксалат марганца (II)
5. Сульфат тетраамминмеди (II)
6. Хромат калия
7. Тетрахлороцинкат(II) аммония
8. Гексанитрокобальтат(III) натрия
9. Двойная никель-аммонийная сернокислая соль
10. Хромокалиевые квасцы
11. Оксид хрома (VI)
12. Гекса(тиоцианато)хромат(III) калия
13. Карбонат кобальта (II)
14. Бис(сульфато)купрат(II) аммония
15. Хлорид гексаамминникеля (II)
16. Тетрайодоплюмбат калия
17. Оксид меди (I)

18. Соль Мора

4.2 Фонд оценочных средств для проведения промежуточной аттестации.

Для оценки знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности, характеризующих этапы формирования компетенций в процессе освоения дисциплины «Практикум по неорганической химии», проводится промежуточная аттестация в виде зачета (1 и 2 семестр).

4.2.1 Оценочные средства для проведения зачета:

В соответствии с Положением о проведении текущего контроля успеваемости и промежуточной аттестации обучающихся КубГУ и его филиалов - зачеты выставляются по результатам успешного выполнения студентами лабораторных работ, контрольных работ и коллоквиумов.

Контроль освоения дисциплины и оценка знаний обучающихся на зачете производится в соответствии с Положением о проведении текущего контроля успеваемости и промежуточной аттестации обучающихся КубГУ и его филиалов.

Критерии	Оценка	Уровень
Ответ полный, правильный, самостоятельный, материал изложен в определенной логической последовательности демонстрируется многосторонность подходов, многоаспектность обсуждения проблемы, умение аргументировать собственную точку зрения, находить пути решения познавательных задач, устанавливать причинно-следственные связи между строением, свойствами и применением веществ, в логическом рассуждении, решении задачи, графических построениях нет ошибок, задача решена рациональным способом	«отлично»	повышенный (продвинутый) уровень
Дан полный, правильный, самостоятельный ответ на основе изученных понятий, концепций, закономерностей, но допускаются несущественные ошибки в решении задач.	«хорошо»	базовый уровень
Дан полный ответ, но при этом есть существенные ошибки указывающие на неумение использовать теоретические знания и умения при решении поставленных задач. Данные пробелы в знаниях не препятствуют дальнейшему обучению.	«удовлетворительно»	пороговый уровень
Ответ обнаруживает незнание основного (порогового) содержания учебного материала	«неудовлетворительно»	менее 50%, уровень не сформирован

Оценочные средства для инвалидов и лиц с ограниченными возможностями здоровья выбираются с учетом их индивидуальных психофизических особенностей.

– при необходимости инвалидам и лицам с ограниченными возможностями здоровья предоставляется дополнительное время для подготовки ответа на экзамене;

– при проведении процедуры оценивания результатов обучения инвалидов и лиц с ограниченными возможностями здоровья предусматривается использование технических средств, необходимых им в связи с их индивидуальными особенностями;

– при необходимости для обучающихся с ограниченными возможностями здоровья и инвалидов процедура оценивания результатов обучения по дисциплине может проводиться в несколько этапов.

Процедура оценивания результатов обучения инвалидов и лиц с ограниченными возможностями здоровья по дисциплине (модулю) предусматривает предоставление информации в формах, адаптированных к ограничениям их здоровья и восприятия информации:

Для лиц с нарушениями зрения:

– в печатной форме увеличенным шрифтом,

– в форме электронного документа.

Для лиц с нарушениями слуха:

– в печатной форме,

– в форме электронного документа.

Для лиц с нарушениями опорно-двигательного аппарата:

– в печатной форме,

– в форме электронного документа.

Данный перечень может быть конкретизирован в зависимости от контингента обучающихся.

5. Перечень основной и дополнительной учебной литературы, необходимой для освоения дисциплины.

5.1 Основная литература:

1. Ахметов, Н.С. Общая и неорганическая химия [Электронный ресурс] : учеб. — Электрон. дан. — Санкт-Петербург : Лань, 2014. — 752 с. — Режим доступа: https://e.lanbook.com/book/50684

2. Гринвуд, Н. Химия элементов: в 2 т. (комплект) [Электронный ресурс] : справ. / Н. Гринвуд, Эрншо А.. — Электрон. дан. — Москва : Издательство "Лаборатория знаний", 2017. — 1348 с. — Режим доступа: https://e.lanbook.com/book/94157

3. Неорганическая химия: в 3-х томах/ Под ред. Ю.Д. Третьякова: Т1: Физико-химические основы неорганической химии: Учебник для студ. высш.учеб. заведений/ М.Е. Тамм, Ю.Д. Третьяков; - М: Издательский центр «Академия», 2004. – 240с.

4. Неорганическая химия: в 3-х томах/ Под ред. Ю.Д. Третьякова: Т2: Химия непереходных элементов: Учебник для студ. высш.учеб. заведений/ А.А. Дроздов,В.П. Зломанов, Г.Н. Мазо, Ф.М. Спиридонов; - М: Издательский центр «Академия», 2004. – 368с.

5. Неорганическая химия: в 3-х томах/ Под ред. Ю.Д. Третьякова: Т2: Химия переходных элементов Кн.1: Учебник для студ. высш.учеб. заведений/ А.А. Дроздов,В.П. Зломанов, Г.Н. Мазо, Ф.М. Спиридонов; - М: Издательский центр «Академия», 2007. – 352с.

6. Неорганическая химия: в 3-х томах/ Под ред. Ю.Д. Третьякова: Т2: Химия переходных элементов Кн.2: Учебник для студ. высш.учеб. заведений/ А.А. Дроздов,В.П. Зломанов, Г.Н. Мазо, Ф.М. Спиридонов; - М: Издательский центр «Академия», 2007. – 400 с.

7. Практикум по неорганической химии: Учеб. пособие для студ. высш. учеб. заведений/ В.А. Алешин, К.М. Дунаева, А.И. Жиров и др.; Под ред. Ю.Д. Третьякова – М.: Издательский цент «Академия», 2004. – 384 с.

8. Ардашникова, Е.И. Сборник задач по неорганической химии [Текст] : учебное пособие для студентов / Е. И. Ардашникова, Г. Н. Мазо, М. Е. Тамм ; под ред. Ю. Д. Третьякова. - М. : Академия, 2008. - 208 с. - (Высшее профессиональное образование. Естественные науки). - Библиогр.: с. 206. - ISBN 9785769538797.

9. Зайцев О.С. Задачи, упражнения и вопросы по химии: Учеб. пособие для вузов. – М., Химия, 1996. – 432 с. - ISBN 5 – 7245 – 1008 -1

10. Свиридов В.В., Попкович Г.А., Васильева Г.И. Задачи, вопросы и упражнения по общей и неорганической химии. /Минск «Университетское», 1991. – 350 с.

11. Общая и неорганическая химия [Текст] : учебник для студентов химико-технологических вузов : [в 2 т.] . Т. 1 : Теоретические основы химии / под ред. А. Ф. Воробьева. - М. : Академкнига, 2004. - 371 с. - (Учебник для вузов). - ISBN 5946281291.

12. Общая и неорганическая химия [Текст] : учебник для студентов вузов : [в 2 т.] . Т. 2 : Химические свойства неорганических веществ / [А. Ф. Воробьев и др.] ; под ред. А. Ф. Воробьева. - М. : Академкнига, 2007. - 544 с. - Авторы указаны на обороте тит. листа. - Библиогр. : с. 543. - ISBN 5946282565.

13. Батаева, Е.В. Задачи и упражнения по общей химии [Текст] : учебное пособие для студентов классических университетов, обучающихся по нехимическим специальностям / Е. В. Батаева, А. А. Буданова ; под ред. С. Ф. Дунаева ; Моск. гос. ун-т им. М. В. Ломоносова, Хим. фак. - М. : Академия, 2010. - 156 с. - (Высшее профессиональное образование. Естественные науки). - Библимогр.: с. 154. - ISBN 9785769568978.

5.2 Дополнительная литература:

1. Суворов, А.В. Общая химия [Текст] : учебник для студентов вузов / А. В. Суворов, А. Б. Никольский. – СПб. : Химиздат, 2000. - 623 с. : ил. - (Учебник для вузов). - Библиогр.: с. 593. - ISBN 5938080045

2. Суворов, А.В. Вопросы и задачи по общей химии [Текст] : учебное пособие для студентов вузов / А. В. Суворов. - СПб. : Химиздат, 2002. - 304 с. - (Учебник для вузов). - ISBN 5938080258

3. Костырина, Т.В. (КубГУ). Общая химия [Текст] : лабораторный практикум. [Ч. 1] / Т. В. Костырина, Т. П. Стороженко, В. А. Волынкин ; М-во образования и науки Рос. Федерации, Кубанский гос. ун-т. - Краснодар : [Кубанский государственный университет], 2015. - 113 с.

4. Костырина, Т.В. (КубГУ). Общая химия [Текст] : лабораторный практикум. Ч. 2 / Т. В. Костырина, Т. П. Стороженко, В. А. Волынкин ; М-во образования и науки Рос. Федерации, Кубанский гос. ун-т. - Краснодар : [Кубанский государственный университет], 2016. - 97 с.

5. Практикум по общей и неорганической химии [Текст] : учебное пособие для студентов вузов / [В. В. Батраков и др.]. - М. : КолосС, 2007. - 464 с. : ил. - (Учебники и

учебные пособия для студентов высших учебных заведений). - Авторы указаны на обороте тит. л. - ISBN 9785953204996.

6. Зайцев, О.С. Химия [Текст] : учебник для студентов вузов / О. С. Зайцев ; Моск. гос. ун-т им. М. В. Ломоносова. - М. : Академия, 2008. - 540 с. - (Высшее профессиональное образование. Естественные науки). - Библиогр.: с. 536. - ISBN 9785769542701.

7. Лидин, Р.А. Тестовые задания по общей и неорганической химии с решениями и ответами [Текст] / Р. А. Лидин, Е. В. Савинкина, Н. С. Рукк, Л. Ю. Аликберова. - М. : БИНОМ. Лаборатория знаний, 2011. - 230 с. - ISBN 9785947741704.

8. Практикум по общей и неорганической химии [Текст] : учебное пособие для студентов вузов / Аликберова Л. Ю. и др. - М. : ВЛАДОС, 2004. - 319 с. : ил. - (Практикум для вузов). - Библиогр.: с. 311. - ISBN 569101143X

9. Свердлова, Н.Д. Общая и неорганическая химия: экспериментальные задачи и упражнения [Электронный ресурс] : учебное пособие / Н. Д. Свердлова. – СПб.: Издательство «Лань», 2013. - 352 с. - (Учебники для вузов. Специальная литература). - ISBN 9785811414826. – Режим доступа: https://e.lanbook.com/book/13007#book_name

10. Рэмсден Э.Н. Начала современной химии. Справ. изд. Пер. с англ. / Под ред. В.И. Барановского, А.А. Белюстина, А.И. Ефимова, А.А. Потехина. – Л.: Химия. 1989. – 784 с. – ISBN 5 – 7245 – 0127 - 9.

11.

5.3 Периодические издания:

1. «Журнал неорганической химии».
2. «Журнал общей химии».
3. «Координационная химия».
4. «Химия и жизнь».

5.4 Интернет-ресурсы, в том числе современные профессиональные базы данных и информационные справочные системы

Электронно-библиотечные системы (ЭБС):

1. ЭБС «ЮРАЙТ» https://urait.ru/
2. ЭБС «УНИВЕРСИТЕТСКАЯ БИБЛИОТЕКА ОНЛАЙН» www.biblioclub.ru
3. ЭБС «BOOK.ru» https://www.book.ru
4. ЭБС «ZNANIUM.COM» www.znanium.com
5. ЭБС «ЛАНЬ» https://e.lanbook.com

Профессиональные базы данных:

1. Web of Science (WoS) http://webofscience.com/
2. Scopus http://www.scopus.com/
3. ScienceDirect www.sciencedirect.com
4. Журналы издательства Wiley https://onlinelibrary.wiley.com/
5. Научная электронная библиотека (НЭБ) http://www.elibrary.ru/
6. Полнотекстовые архивы ведущих западных научных журналов на Российской платформе научных журналов НЭИКОН http://archive.neicon.ru
7. Национальная электронная библиотека (доступ к Электронной библиотеке диссертаций Российской государственной библиотеки (РГБ) https://rusneb.ru/
8. Электронная коллекция Оксфордского Российского Фонда https://ebookcentral.proquest.com/lib/kubanstate/home.action

9. Springer Journals https://link.springer.com/
10. Nature Journals https://www.nature.com/siteindex/index.html
11. Springer Nature Protocols and Methods https://experiments.springernature.com/sources/springer-protocols
12. Springer Materials http://materials.springer.com/
13. Springer eBooks: https://link.springer.com/

Ресурсы свободного доступа:

1. Американская патентная база данных http://www.uspto.gov/patft/
2. Полные тексты канадских диссертаций http://www.nlc-bnc.ca/thesescanada/
3. КиберЛенинка (http://cyberleninka.ru/);
4. Информационная система "Единое окно доступа к образовательным ресурсам" http://window.edu.ru/;
5. Единая коллекция цифровых образовательных ресурсов http://school-collection.edu.ru/ .

Собственные электронные образовательные и информационные ресурсы КубГУ:

1. Среда модульного динамического обучения http://moodle.kubsu.ru
2. База учебных планов, учебно-методических комплексов, публикаций и конференций http://mschool.kubsu.ru/
3. Библиотека информационных ресурсов кафедры информационных образовательных технологий http://mschool.kubsu.ru;
4. Электронный архив документов КубГУ http://docspace.kubsu.ru/

6. Методические указания для обучающихся по освоению дисциплины (модуля).

В соответствии с требованиями ФГОС ВО преподавание учебной дисциплины «Практикум по неорганической химии» предусматривает компетентностно-деятельностный подход в учебном процессе, который основывается на инновационных психолого-педагогических технологиях, направленных на повышение эффективности и качества формирования профессиональных навыков обучающихся. Основными формами обучения являются: лабораторные работы.

В разработанной программе использованы активные и интерактивные формы обучения: дискуссии, решение практических задач и кейсов, работа в составе малых групп.

Для успешного освоения дисциплины «Практикум по неорганической химии» каждый студент обеспечивается учебно-методическими материалами (тематическими планами лабораторных занятий, учебно-методической литературой, лабораторными практикумами, типовыми задачами).

Различные виды учебной работы, включая самостоятельную работу студента, способствуют овладению культурой мышления, способностью в письменной и устной речи логически правильно оформить основные положения дидактических единиц дисциплины, т.е. формируется системный подход к анализу химической информации, восприятию инноваций, что способствует готовности к самосовершенствованию, самореализации, личностной и предметной рефлексии.

Тематика лабораторных работ соответствует содержанию программы дисциплины.

Лабораторный практикум обеспечивает приобретение и закрепление необходимых навыков и умений, формирует профессиональные компетенции, готовность к самостоятельной и индивидуальной работе, принятию ответственных решений в рамках профессиональной деятельности.

На лабораторных занятиях преподаватель обращает внимание на способность студента к логическому мышлению и самостоятельности, применяя в своей педагогической деятельности инновационный личностно – ориентированный подход обучения.

Лабораторные занятия проводятся с целью усвоения студентами основных теоретических, методических и организационных разделов программы, а также выработки и закреплению навыков практических умений.

Содержание самостоятельной работы: чтение основной и рекомендуемой дополнительной литературы, решение ситуационных задач, что способствует развитию познавательной активности, творческого мышления студентов, прививает навыки самостоятельного поиска информации, а также формирует способность и готовность к самосовершенствованию, самореализации и творческой адаптации.

В освоении дисциплины инвалидами и лицами с ограниченными возможностями здоровья большое значение имеет индивидуальная учебная работа (консультации) – дополнительное разъяснение учебного материала.

Индивидуальные консультации по предмету являются важным фактором, способствующим индивидуализации обучения и установлению воспитательного контакта между преподавателем и обучающимся инвалидом или лицом с ограниченными возможностями здоровья.

7. Перечень информационных технологий, используемых при осуществлении образовательного процесса по дисциплине (модулю).

7.1 Перечень информационных технологий.

- Использование электронных презентаций при проведении лекционных занятий.
- Использование электронных презентаций при защите индивидуальных экспериментальных задач.

7.2 Перечень необходимого программного обеспечения:

- Microsoft Windows
- Microsoft Office

8. Материально-техническая база, необходимая для осуществления образовательного процесса по дисциплине (модулю)

№	Вид работ	Материально-техническое обеспечение дисциплины (модуля) и оснащенность
1.	Лабораторные занятия	Учебная аудитория для проведения занятий лабораторного типа, укомплектованная специализированной мебелью, вытяжной системой вентиляции, меловой доской, средствами пожарной безопасности и оказания первой медицинской помощи, лабораторным оборудованием: весы технохимические, электрические плитки, наборы химической посуды и реактивов, водяные бани, вакуумные

		насосы, термометры, магнитные мешалки с подогревом ММ-135Н «Таглер», pH- метр «Эксперт-001-3.04», спектрофотометр В-1100 ЭКОВЬЮ, лабораторный источник питания ПРОФКИП Б5-71/1М, весы аналитические Adventurer Pro AV114C (аудитории 439с и 430с).
2.	Самостоятельная работа	Помещение для самостоятельной работы, оснащенное комплектом учебной мебели, компьютерной техникой с возможностью подключения к сети «Интернет» и обеспеченная доступом в электронную информационно-образовательную среду университета, (аудитория 431с).

Групповые (индивидуальные) консультации (аудитория 425с, 416с), текущий контроль (аудитория 439с) и промежуточная аттестация проводятся в аудиториях в соответствии с расписанием (аудитория 425с, 416с).