

УТВЕРЖДАЮ
Первый проректор, проректор
по УР

_____ А.Е. Рудин

Рабочая программа дисциплины

Б1.О.07

Общая и неорганическая химия

Учебный план: 2026-2027 18.03.02 ИПХиЭ ТиТРПиЗОС ОО 1-1-172.plx

Кафедра:

44

Теоретической и прикладной химии

Направление подготовки:
(специальность)

18.03.02 Энерго- и ресурсосберегающие процессы в химической
технологии, нефтехимии и биотехнологии

Профиль подготовки:
(специализация)

Техника и технология ресурсосберегающих процессов и защита
окружающей среды

Уровень образования:

бакалавриат

Форма обучения:

очная

План учебного процесса

Семестр (курс для ЗАО)		Контактная работа обучающихся		Сам. работа	Контроль, час.	Трудоё мкость, ЗЕТ	Форма промежуточной аттестации
		Лекции	Лаб. занятия				
1	УП	32	32	89	27	5	Экзамен
	РПД	32	32	89	27	5	
2	УП	34	34	49	27	4	Экзамен
	РПД	34	34	49	27	4	
Итого	УП	66	66	138	54	9	
	РПД	66	66	138	54	9	

Рабочая программа дисциплины составлена в соответствии с федеральным государственным образовательным стандартом высшего образования по направлению подготовки 18.03.02 Энерго- и ресурсосберегающие процессы в химической технологии, нефтехимии и биотехнологии, утверждённым приказом Минобрнауки России от 07.08.2020 г. № 923

Составитель (и):

Кандидат химических наук, Доцент

Лапатин Николай
Анатольевич

От кафедры составителя:

Заведующий кафедрой теоретической и прикладной химии

Новоселов Николай
Петрович

От выпускающей кафедры:

Заведующий кафедрой

Бусыгин Николай Юрьевич

Методический отдел:

1 ВВЕДЕНИЕ К РАБОЧЕЙ ПРОГРАММЕ ДИСЦИПЛИНЫ

1.1 Цель дисциплины: Сформировать компетенции обучающегося в области использования знаний о строении вещества, природе химической связи в различных классах химических соединений для понимания свойств материалов и механизме химических процессов, для решения профессиональных задач.

1.2 Задачи дисциплины:

- рассмотреть строение веществ и природу химических связей в них на основании строения электронных оболочек атомов;
- раскрыть принципы взаимодействия веществ и механизмы химических процессов;
- показать особенности свойств соединений различных классов

1.3 Требования к предварительной подготовке обучающегося:

Предварительная подготовка предполагает создание основы для формирования компетенций, указанных в п. 2, при изучении дисциплин:

Дисциплина базируется на компетенциях, сформированных на предыдущих уровнях образования.

Математика

Физика

Аналитическая химия и физико-химические методы анализа

2 КОМПЕТЕНЦИИ ОБУЧАЮЩЕГОСЯ, ФОРМИРУЕМЫЕ В РЕЗУЛЬТАТЕ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ

ОПК-1: Способен изучать, анализировать, использовать механизмы химических реакций, происходящих в технологических процессах и окружающем мире, основываясь на знаниях о строении вещества, природе химической связи и свойствах различных классов химических элементов, соединений, веществ и материалов

Знать: теоретические основы общей и неорганической химии, иметь представление о строении веществ, различных типах химической связи; термодинамические функции, позволяющие судить о возможности протекания химических процессов

Уметь: выполнять основные химические операции

Владеть: теоретическими методами описания свойств простых и сложных веществ на основе электронного строения их атомов и положения в Периодической системе химических элементов, экспериментальными методами определения физических и химических свойств неорганических соединений

ОПК-2: Способен использовать математические, физические, физико-химические, химические методы для решения задач профессиональной деятельности

Знать: электронное строение веществ, различные типы химической связи, термодинамические функции, позволяющие судить о возможности протекания химических процессов

Уметь: использовать химические законы, термодинамические справочные данные и количественные соотношения общей и неорганической химии для решения профессиональных задач

Владеть: навыками работы на современных приборах, позволяющих оценить физико-химические характеристики веществ

3 СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

Наименование и содержание разделов, тем и учебных занятий	Семестр (курс для ЗАО)	Контактная работа		СР (часы)	Форма текущего контроля
		Лек. (часы)	Лаб. (часы)		
Раздел 1. Классификация неорганических веществ	1				Р,Л
Тема 1. Химия как наука о веществах и их превращениях. Место химии в системе естественных наук. Краткий исторический очерк развития химической науки. Развитие химии в России. Значение химии в развитии производительных сил общества и в создании новых материалов. Роль химии в промышленности. Химическая форма движения материи. Связь материи и движения.				5	
Тема 2. Основные классы неорганических веществ. Классификация неорганических соединений: оксиды, основания, кислоты, соли. Способы получения соединений основных классов неорганических веществ. Химические свойства соединений. Лабораторная работа: "Классы неорганических соединений".		2	2		
Раздел 2. Количественные расчеты. Элементы строение вещества.					Л,Д,О,К
Тема 3. Количественные расчеты в химии. Атомная масса и массовое число изотопов. Относительные молекулярные массы веществ. Идеальный газ. Уравнение состояния идеального газа. Уравнение Менделеева-Клапейрона. Смеси газов. Парциальное давление. Определение молекулярных масс газообразных веществ. Закон Авогадро и следствие из него. Число Авогадро. Понятие "моль". Лабораторная работа: "Определение молекулярной массы диоксида углерода". Законы стехиометрии. Закон сохранения материи. Закон постоянства состава. Закон простых кратных отношений. Молярные массы эквивалентов элементов и веществ. Закон эквивалентов. Лабораторная работа: "Определение эквивалента элемента методом вытеснения"		2	4		
Тема 4. Атом. Строение атома. Исследования, предшествующие созданию современной теории строения атома: открытие электрона, открытие радиоактивного распада элементов. Строение атома. Работы Резерфорда по исследованию рассеяния α -частиц веществами. Модель атома по Резерфорду, несостоятельность этой модели. Оптические спектры элементов. Спектр водорода (спектральные серии Бальмера, Лаймана, Пашена, Пфунда). Квантовый характер поглощения и излучения энергии. Уравнение Планка. Теория строения атома Бора. Постулаты Бора. Понятие о квантовой механике. Корпускулярно-волновая природа электрона. Уравнение де Бройля. Соотношение неопределенностей Гейзенберга. Квантовомеханическое объяснение строения атома. Квантовые числа. Атомные орбитали, многоэлектронные атомы. Строение электронных оболочек атомов. Принцип Паули. Правило Гунда. Правило Клечковского.		2		5	

Тема 5. Периодическая система химических элементов. Периодический закон Д.И. Менделеева и электронное строение атомов. Открытие периодического закона Д.И. Менделеева. Периодический закон Д.И. Менделеева как основа развития естественных наук. Современная формулировка периодического закона. Периодическая система элементов и ее связи со строением атома. Последовательность заполнения электронных оболочек атомов. Структура периодической системы: периоды, группы, подгруппы. Изменение свойств в периодической системе (вертикальная, горизонтальная и диагональная аналогии). Радиусы атомов и ионов. Энергия ионизации атомов, сродство к электрону, электроотрицательность.		2		10	
Тема 6. Химическая связь и элементы строения молекул. История развития представлений о валентности и природе химической связи. Количественные характеристики химической связи: длина связи, энергия связи, валентные углы, кратность связи. Ковалентная связь. Свойства ковалентной связи: насыщенность, направленность. Метод валентных связей. Два механизма образования связи (обменный и донорно-акцепторный). Гибридизация атомных орбиталей. Типы гибридизации (sp^3, sp^2, sp и др.). Локализованная и нелокализованная связи. Метод молекулярных орбиталей. Основные положения метода молекулярных орбиталей (ЛКАО - МО) на примере простого метода МО Хюккеля. Связывающие и разрыхляющие МО. Применение метода МО к молекулам, образованным из атомов элементов первого и второго периодов системы элементов. Сравнение методов ВС и МО.		2		10	
Тема 7. Межмолекулярное взаимодействие. Электростатическое взаимодействие молекул. Дисперсионное, ориентационное и индукционное взаимодействие молекул. Водородная связь. Влияние водородной связи на физико-химические свойства веществ.		1		10	
Тема 8. Конденсированное состояние вещества. Агрегатное состояние как проявление взаимодействий между частицами вещества. Кристаллическое состояние вещества. Ионная, атомная и молекулярная кристаллические решетки. Металлическая связь. Проводники, полупроводники и диэлектрики. Контрольная работа по темам 1-8.		1		10	

Раздел 3. Элементы химической термодинамики и химической кинетики					РГР,Л
Тема 9. Предмет химической термодинамики. Основные понятия. Нулевое начало термодинамики. параметры и функции состояния системы. Внутренняя энергия и энтропия системы. Функции процесса (теплота и работа процесса). Законы термодинамики. Термохимия. Стандартное состояние вещества. Экзо- и эндотермические реакции. Термохимические уравнения. Тепловые эффекты различных процессов. Стандартные тепловые эффекты. Закон Гесса и следствия из него. Расчет тепловых эффектов химических реакций на основании справочных данных (стандартных термодинамических величин.) Энтропия как функция состояния термодинамической системы. Уравнение Гиббса- Гельмгольца. Энтальпийный и энтропийный факторы процессов. Термодинамическая оценка возможности протекания процесса.		4		10	
Тема 10. Химическая кинетика. Скорость реакции. Скорость реакции в гомогенных и гетерогенных системах. Зависимость скорости химической реакции от различных факторов. Закон действующих масс. Константа скорости химической реакции. Молекулярность и порядок реакции. Зависимость скорости реакции от температуры. Правило Вант- Гоффа, уравнение Аррениуса. Понятие об активированном комплексе. Энергия активации. Цепные реакции. Работы Н.Н.Семенова и Н.М.Эммануэля. Особенности каталитических процессов. Гомогенные и гетерогенные процессы. Элементы теории катализа. Лабораторная работа: "Зависимость скорости химической реакции от концентрации веществ".		4	4	5	
Тема 11. Химическое равновесие. Необратимые и обратимые процессы. Динамическое равновесие. Константа равновесия реакций в гомогенных и гетерогенных системах (термодинамическая и эмпирические). Связь термодинамической константы равновесия с изменением свободной энергии Гиббса реакции. Смещение равновесия при изменении условий. Принцип противодействия (принцип Ле-Шателье- Брауна). Использование закономерностей химической кинетики и динамического равновесия при совершенствовании химико- технологических процессов в промышленности и технологиях. Лабораторная работа: "Химическое равновесие".		2	4	5	

Раздел 4. Растворы неэлектролитов и электролитов					Л
Тема 12. Основы физико-химической теории растворов. Свойства растворов. Классификация дисперсных систем. Образование истинных растворов. Гидратная теория растворов Д.И.Менделеева. Тепловые эффекты при растворении. Влияние температуры на растворимость веществ. Зависимость растворимости газов от давления. Правило Генри. Взаимная растворимость двух жидкостей. Закон распределения. Ненасыщенные, насыщенные и пересыщенные растворы. Способы выражения концентрации растворов: процентная, молярная, моляльная, нормальная, мольные доли. Коллигативные свойства растворов и их количественное описание. Свойства разбавленных растворов неэлектролитов. Осмос. Осмотическое давление. Уравнение Вант-Гоффа. Давление насыщенного пара растворителя над раствором. Законы Рауля. Повышение температуры кипения растворов и понижение температуры их замерзания. Эбулиоскопический и криоскопический методы определения молекулярных масс растворенных веществ. Лабораторная работа: "Растворы".		2	4	2	
Тема 13. Электролиты. Электролитическая диссоциация. Теория электролитической диссоциации Аррениуса. Роль молекул растворителя в процессе распада электролитов на ионы. Диэлектрическая проницаемость и ионизирующая способность растворителя. Сильные и слабые электролиты. Степень диссоциации. Изотонический коэффициент. Применение закона действующих масс к растворам слабых электролитов. Закон разбавления Оствальда. Влияние одноименного иона на диссоциацию слабого электролита. Константа диссоциации слабых электролитов. Ступенчатая диссоциация. Кажущаяся степень диссоциации сильных электролитов. Понятие об активности. Понятие об ионной силе раствора. Зависимость коэффициента активности от ионной силы раствора. Ионные реакции. Лабораторная работа "Ионные реакции". Условия смещения ионных равновесий. Произведения растворимости. Электролитическая диссоциация молекул воды: ион гидроксония, ионное произведение воды. Водородный показатель - pH. Кислотно-основные индикаторы. Буферные растворы. Гидролиз солей. Степень гидролиза, ее зависимость от концентрации и температуры. Константа гидролиза. Различные случаи гидролиза. Необратимый гидролиз. Современная теория кислот и оснований. Протонная теория. Кислоты и основания по Льюису. Понятие о жестких и мягких кислотах и основаниях. Лабораторная работа: "Гидролиз солей"		2	2	4	

Раздел 5. Элементы координационной химии					Л
Тема 14. Комплексные соединения. Координационная теория А. Вернера и ее развитие. Комплексообразователь, лиганды, координационное число комплексообразователя, координационная емкость лиганда. Внутренняя и внешняя сфера комплексного соединения. Общие свойства комплексных соединений, их классификация и номенклатура. Изомерия комплексных соединений. Взаимное влияние лигандов. Закономерность трансвлияния по И.И.Черняеву. Хелатные соединения, их особенность.		1		4	
Тема 15. Объяснение образования и строения комплексов с помощью электростатических представлений. Квантовомеханические методы трактовки химической связи в комплексных соединениях. Метод валентных связей. Внешнее и внутриорбитальные комплексы. Понятие о теории кристаллического поля. Взаимное расположение лигандов и атомных орбиталей комплексообразователя в октаэдрическом и тетраэдрическом поле лигандов: спектрохимический ряд лигандов. Высоко- и низкоспиновые комплексы. Окраска комплексов. Вклад Д.И.Менделеева, Л.А.Чугаева, И.И.Черняева, А.А.Гринберга, Ю.Н. Кукушкина в химию комплексных соединений. Диссоциация комплексных соединений. Константа нестойкости комплексного иона: ступенчатая и общая константа. Факторы, влияющие на устойчивость. Лабораторная работа "Комплексные соединения".		1	4		
Раздел 6. Элементы электрохимии					
Тема 16. Гальванические элементы. Классификация электродов (первого рода, второго, редокс). Водородный электрод. Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы. Электродвижущая сила (ЭДС) гальванического элемента. Использование окислительно-восстановительных потенциалов для предсказания возможности протекания ОВР. Электродные потенциалы металлов. Зависимость окислительно-восстановительных потенциалов от концентрации реагентов. Уравнение Нернста для реакции. Электролиз как окислительно-восстановительный процесс. Электролиз расплавов и водных растворов. Получение гипохлорита натрия при электролизе раствора NaCl. Коррозия металлов, методы защиты от нее. Лабораторная работа: "Окислительно-восстановительные реакции".		2	4	4	Л,К
Тема 17. Окислительно-восстановительные процессы. Важнейшие окислители и восстановители. Зависимость окислительно-восстановительных свойств веществ от положения образующих их элементов в периодической системе. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций (ОВР). Методы электронно-ионного баланса. Классификация ОВР: межмолекулярные, диспропорционирования и внутри-молекулярные. Лабораторная работа: "Окислительно-восстановительные реакции". Контрольная работа по темам 9-16.		2	4	5	
Итого в семестре (на курсе для ЗАО)		32	32	89	
Консультации и промежуточная аттестация (Экзамен)		2,5		24,5	

Раздел 7. Химия элементов - неметаллов					
Тема 18. Введение в химию элементов. Общие закономерности изменения свойств атомов химических элементов в ПСХЭ Д.И. Менделеева. Водород. Водород в природе. Изотопы водорода. Строение молекулы водорода. Промышленные и лабораторные способы получения водорода. Физические свойства водорода: плотность, теплопроводность. Химические свойства водорода. Применение водорода в технике. Гидриды водорода. Растворимость водорода в металлах. Особенности химических свойств водорода в момент выделения. Демонстрационный эксперимент. Лабораторная работа: "Водород". Тема 19. Элементы VIIA-группы - "Галогены". Природные соединения галогенов. Лабораторные и промышленные способы получения фтора, хлора, брома, иода. Химические свойства галогенов. Применение галогенов. Водородные соединения галогенов. Галогеноводородные кислоты. Получение галогеноводородных кислот. Кислотные и восстановительные свойства галогеноводородов. Кислородные соединения галогенов. Оксиды хлора. Взаимодействие хлора с водой и с водными растворами щелочей. Кислородсодержащие кислоты хлора, их окислительные и кислотные функции. Их соли. Кислородсодержащие кислоты брома и иода. Демонстрационный эксперимент. Лабораторная работа: 1. "Свойства галогенов". 2. «Кислородные соединения галогенов». Тема 20. Элементы VI группы. Халькогены. Вода. Пероксид водорода. Кислород. Вода. Перекись водорода. Кислород в природе. Его значение для жизненных процессов. Сохранение кислорода атмосферы — важнейшая задача экологии. Промышленные и лабораторные способы получения кислорода. Промышленное значение кислорода, форсированное проведение металлургических процессов при кислородном дутье. Окислительные свойства. Аллотропия кислорода. Озон. Оксиды элементов — их классификация, гидраты оксидов. Вода. Аномалия ее свойств. Строение молекулы воды. Роль воды в технических и в биологических процессах. Охрана водных ресурсов — важнейшая проблема экологии. Жесткость воды и способы ее устранения. Перекись водорода. Строение ее молекулы. Кислотные свойства. Перекиси металлов. Окислительно-восстановительные свойства пероксида водорода. Применение перекиси водорода и пероксидов в технике. Демонстрационный эксперимент. Лабораторная работа: 1. "Кислород"; 2. "Кислород. Пероксид водорода";		4	2	9	
		2	2	2	
		2	2	2	

Тема 21. Сера, селен, теллур. Их гидриды. Сера в природе: самородная сера, сульфиды, сульфаты. Получение серы, ее применение. Получение и применение селена и теллура. Электронное строение атомов. Общая характеристика химических свойств. Сероводород. Сероводородная кислота, сульфиды металлов. Восстановительные свойства сероводородной кислоты и ее солей. Многосернистые водороды и полисульфиды металлов. Селеноводород, теллуrowодород. Оксиды и кислоты серы, селена, теллура. Оксиды серы: моноокись, двуокись, трехокись. Окислительно- восстановительные свойства оксида серы (IV). Сернистая кислота, ее свойства и свойства ее солей. Образование двуокиси серы в металлургии цветных металлов, ее рациональное использование и защита окружающей среды. Оксид серы (VI). Серная кислота. Ее важнейшие свойства и применение. Олеум, его химический состав. Технические методы получения серной кислоты. Тиосерная кислота, тиосульфаты. Политионовые кислоты. Оксиды селена и теллура. Кислоты селена и теллура, сравнение их свойств с кислотами серы. Демонстрационный эксперимент. Лабораторная работа: «Свойства соединений серы».		2	2	2	
Тема 22. Элементы VA группы. Азот. Водородные соединения азота. Азот в природе. Получение чистого азота. Энергия диссоциации молекулы азота. Общая характеристика химических свойств. Аммиак. Промышленные и лабораторные способы его получения. Взаимодействие с водой. Гидрат аммиака, ион аммония. Реакции окисления аммиака. Взаимодействие аммиака с металлами. Амиды, имиды, нитриды металлов. Гидразин. Строение его молекулы. Химические свойства. Азотистоводородная кислота, азиды металлов. Гидроксиламин. Галогениды азота. Кислородные соединения азота. Лабораторная работа: "Азот и его соединения". Оксиды азота, их свойства. Азотистая кислота, ее окислительно- восстановительные свойства. Нитриты. Азотная кислота. Окислительные свойства азотной. Применение азотной кислоты в технике. Промышленные методы получения азотной кислоты. Фосфор, мышьяк, сурьма, висмут. Природные соединения. Получение простых веществ. Аллотропия. Применение фосфора, мышьяка, висмута в технике. Окислительные числа. Фосфиды, арсениды, антимониды металлов. Гидриды фосфора, мышьяка, сурьмы. Ион фосфония. Оксиды. Применение оксида фосфора (V). Кислоты фосфора (III) и фосфора (V). Оксиды мышьяка и сурьмы. Их амфотерный характер. Основные свойства оксида висмута (III). Производные висмута (V). Окислительные и восстановительные свойства соединений мышьяка, сурьмы, висмута. Галогениды фосфора, мышьяка, сурьмы, висмута. Фосфорные удобрения. Лабораторная работа: "Соединения фосфора, сурьмы, висмута".		4	4	4	

Тема 23. Элементы IV группы Углерод, кремний. Углерод в природе. Аллотропные модификации углерода. Их техническое значение. Природные соединения кремния. Получение в виде простого вещества. Применение в технике. Строение электронных оболочек атомов. Значение окислительных чисел. Оксид углерода (II). Получение. Взаимодействие с галогенами. Карбонилы металлов. Применение монооксида углерода в качестве восстановителя в металлургии. Оксид углерода (IV). Физические свойства. Применение в технике. Кислоты углерода (IV). Карбонаты. Реакция самоокисления-самовосстановления монооксида углерода. Лабораторная работа "Углерод". Сероуглерод. Тиоугольная кислота. Соединения углерода с галогенами. Фреоны. Соединения углерода с азотом. Дициан, его строение. Синильная кислота и цианиды. Цианид-ионы в качестве лигандов в комплексных соединениях. Роданистоводородная кислота. Кремний, его природные соединения. Получение кремния. Применение в технике полупроводников. Оксиды кремния, кварц и кварцевое стекло. Кислоты кремния, силикаты. Стекла. Растворимое стекло, бытовое стекло, специальные стекла. Силициды металлов. Кремневодороды. Их сравнение с углеводородами. Кремнеорганические соединения, их применение. Карбид кремния. Его получение и применение. Германий, олово, свинец. Природные соединения германия, олова, свинца. Применение в технике. Аллотропия олова. Взаимодействие с кислотами. Степени окисления. Оксиды и гидроокиси германия, олова, свинца. Их амфотерность. Окислительно-восстановительные свойства соединений германия (IV), олова (II, IV), свинца (II, IV). Сульфиды. Обобщение химии -неметаллов. Галогениды. Оловохлористоводородная кислота. Лабораторная работа "Соединения углерода, кремния, олова, свинца". Контрольная работа по химии элементов -неметаллов (темы 17-22).		4	4	10	
--	--	---	---	----	--

Раздел 8. Химия элементов -металлов					
Тема 24. Обзор свойств элементов -металлов. Свойства элементов групп. Элементы групп IA, IIA, III A Подгруппа лития, подгруппа бериллия. Бор и Алюминий. Природные соединения элементов подгруппы лития. Получение щелочных металлов, их физические свойства. Бор. Алюминий. Применение. Взаимодействие с водой. Взаимодействие с кислородом. Оксиды, пероксиды, надпероксиды. Гидроксиды щелочных металлов. Оксид бора и алюминия. Взаимодействие щелочных металлов с водородом, азотом, серой, галогенами. Промышленные методы получения едкого натра и едкого калия. Получение соды и поташа. Природные соединения элементов подгруппы бериллия. Получение простых веществ, применение их в технике. Общая характеристика химических свойств. Взаимодействие с водородом, азотом, серой. Оксиды и пероксиды. Особенность химических свойств оксида бериллия. Бериллаты. Гидроксиды магния, кальция, стронция, бария. Применение гидроксида кальция как вяжущего вещества. Лабораторная работа "Свойства s-элементов I и II A групп ПСХЭ".		2	2	2	
Тема 25. Элементы IB, IIB-групп Подгруппа меди, подгруппа цинка. Медь, серебро, золото в природе. Металлургия меди. Цианидный метод извлечения золота и серебра. Применение меди, серебра, золота в технике. Общая характеристика химических свойств. Взаимодействие с кислотами. Оксиды, гидроксиды. Амфотерность оксидов меди (II, III), оксида золота (III). Куприты, купраты, аураты. Цинк, кадмий, ртуть. Их природные соединения. Получение, свойства, применение. Оксиды цинка, кадмия, ртути. Гидроксиды. Особенности строения соединений ртути (I). Лабораторная работа "соединения подгрупп меди и цинка".		2	2	2	
Тема 26. Элементы IVB и VB-групп. Подгруппа титана, подгруппа ванадия. Руды титана и циркония. Особенности металлургии этих металлов. Конструкционные данные титана. Применение титана, циркония, гафния в технике. Значения окислительных чисел. Оксиды. Гидроксиды. Амфотерность гидроксида титана и циркония. Титанаты и цирконаты. Взаимодействие с галогенами, азотом. Взаимодействие с кислотами. Природные соединения ванадия, ниобия, тантала. Применение простых веществ. Взаимодействие с кислотами. Гидроксиды ванадия, ниобия, тантала. Ванадаты и танталаты. Лабораторная работа "Ванадий".		2	2	2	

Тема 27. Элементы VIB группы - хром, молибден, вольфрам. Руды хрома, молибдена, вольфрама. Получение этих металлов из руд. Применение в технике. Взаимодействие с кислотами. Значения окислительных чисел. Оксиды и гидроксиды, хромистая и хромовые кислоты, хромиты и хроматы. Молибденовая и вольфрамовая кислоты. Молибдаты и вольфраматы. Изополи- и гетерополиокислоты. Взаимный переход хроматов и дихроматов. Окислительные свойства хроматов и дихроматов в кислой среде. Лабораторная работа "Соединения хрома".		2	4	2	
Тема 28. Элементы VIIB-группы. Марганец, рений. Марганец и рений в природе. Получение марганца из его руд. Применение марганца и рения в технике. Взаимодействие марганца и рения с кислотами. Оксиды марганца. Гидроксиды марганца. Марганцеватистая, маргонцовистая, марганцевая кислоты. Манганиты, манганаты, перманганаты. Окислительные свойства перманганатов и их зависимость от pH среды. Оксиды рения. Рениевая кислота, перренаты. Лабораторная работа "Соединения марганца".		2	4	2	
Тема 29. Элементы VIIIB группы. Семейства железа и платины. Руды железа, кобальта, никеля. Metallургия железа. Применение кобальта, никеля в технике. Взаимодействие железа, кобальта, никеля с кислотами. Оксиды и гидроокиси. Ферриты и ферраты. Цианидные комплексные соединения железа (II и III). Окислительные свойства железа (III), кобальта (III), никеля (III). Платиновые металлы. Нахождение в природе. Общая характеристика химических свойств. Гидроксиды палладия (II), платины (II, IV), их свойства. Оксиды рутения и осмия (VIII). Важнейшие соединения платиновых металлов. Применение простых веществ и соединений. Вопросы экологии. Влияние неорганических веществ на окружающую среду и человека. Понятие о предельно допустимых концентрациях. Пути снижения отходов производства, очистка воздуха и сточных вод кожевенного, мехового, текстильного производства и производства искусственных кож и химических волокон. Обобщение химии элементов - металлов. Лабораторная работа "Семейство железа". Контрольная работа по химии элементов -металлов (темы 23-28). Обобщение.		6	4	10	
Итого в семестре (на курсе для ЗАО)		34	34	49	
Консультации и промежуточная аттестация (Экзамен)		2,5		24,5	
Всего контактная работа и СР по дисциплине		137		187	

4 КУРСОВОЕ ПРОЕКТИРОВАНИЕ

Курсовое проектирование учебным планом не предусмотрено

5 БАЛЛЬНО-РЕЙТИНГОВАЯ СИСТЕМА ОЦЕНИВАНИЯ

Использование балльно-рейтинговой системы не предусмотрено.

6. ОПИСАНИЕ ПОКАЗАТЕЛЕЙ, КРИТЕРИЕВ, СИСТЕМЫ И СРЕДСТВ ОЦЕНИВАНИЯ РЕЗУЛЬТАТОВ ОБУЧЕНИЯ

6.1 Показатели оценивания

Код компетенции	Показатели оценивания результатов обучения
ОПК-1	Формулирует основные законы химии. Классифицирует реакции, анализирует условия их протекания. Анализирует химические процессы и оценивает влияние на них различных факторов (температура, концентрация, присутствие катализатора и др.) Применяет существующие современные методики для оценки физико-химических свойств веществ, связи между строением вещества и его кислотно-основными, окислительно-восстановительными и др. свойствами.
ОПК-2	Раскрывает понятия химической связи и механизмы ее возникновения в различных веществах. Делает выводы о возможности протекания реакции в данных условиях на основании расчета термодинамических функций. Поводит химические реакции подбирая оптимальные условия на основании электронной конфигурации атомов и типа химической связи в различных веществах. Принимает взвешенные решения при подготовке и проведении эксперимента.

6.2 Система и критерии оценивания

Шкала оценивания	Критерии оценивания сформированности компетенций	
	Устное собеседование	Письменная работа
5 (отлично)	Полный исчерпывающий ответ, показывающий понимание предмета. Ориентируется в основных терминах, знаком с дополнительной литературой, правильно отвечает на дополнительные вопросы. Студент показывает правильное понимание условия задачи, владеет навыками анализа условия, выбором нужных законов и формул для ее решения. Умеет правильно написать уравнения реакций.	
4 (хорошо)	Стандартный ответ, лишенный индивидуальности. Допускает незначительные погрешности при ответе на вопросы. Студент показывает достаточное понимание условия задачи, владеет навыками анализа условия, путается в выборе нужных законов и формул для ее решения. Умеет правильно написать уравнения реакций. Неполный ответ, имеют место небольшие пробелы в знаниях. Допускает погрешности при ответе на вопросы. Студент показывает достаточное понимание условия задачи, владеет навыками анализа условия, путается в выборе нужных законов и формул для ее решения. Затрудняется правильно написать уравнения реакций.	
3 (удовлетворительно)	Показывает знания учебного материала в минимальном объеме. Допускает большое количество непринципиальных ошибок. Может устранить их с помощью преподавателя. Студент показывает недостаточное понимание условия задачи, путается в выборе нужных законов и формул для ее решения. Неполный ответ, есть ошибки в изложении нескольких тем. Путается в терминах.	
2 (неудовлетворительно)	Не может ответить на вопрос без помощи экзаменатора.	

	Многочисленные грубые ошибки. Не понимает условие задачи, не может предложить варианты решения. Не знает свойств веществ. Не может написать уравнения реакций. Непонимание заданного вопроса. Не понимает условие задачи, не может предложить варианты решения. Не знает свойств веществ. Не может написать химические формулы. Попытка списывания, использования неразрешенных технических устройств или пользование подсказкой другого человека.	
--	---	--

6.3 Типовые контрольные задания и/или иные материалы, используемые для оценки результатов обучения

6.3.1 Типовые контрольные вопросы

№ п/п	Формулировки вопросов
Семестр 1	
1	Основные классы неорганических веществ. Классификация
2	Оксиды. Номенклатура. Классификация оксидов. Получение. Химические свойства.
3	Основания. Номенклатура. Классификация оснований. Получение. Химические свойства.
4	Кислоты. Номенклатура. Классификация кислот. Получение. Химические свойства.
5	Соли. Номенклатура. Классификация солей. Получение. Химические свойства.
6	Три шага эволюции теорий строения атома (модель Томсона, Бора, Резерфорда). Основные положения современной теории строения атома. Двойственная природа частиц микромира. Уравнение волны де-Бройля. Принцип неопределенности Гейзенберга. Атомная орбиталь. Электронное облако.
7	Квантовые числа (главное, побочное(орбитальное), магнитное, магнитное спиновое). Обозначение. Физический смысл.
8	Многоэлектронные атомы. Принцип Паули. Емкость подуровней и уровней. Порядок заполнения электронами атомных орбиталей. Правило Хунда. Правило Клечковского.
9	Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева. Характер изменения свойств химических элементов. Заряд ядра (порядковый номер) элемента – главная его характеристика. Структура периодической системы. Периоды, группы, подгруппы
10	s-, p-, d- и f-элементы, их положение в периодической системе. Краткая характеристика свойств атомов элементов и их простейших соединений (водородных и кислородных) на основании структуры валентного квантового уровня.
11	Периодичность свойств химических элементов на примере элементов 1,2,3 периодов и 1-8 А групп). Атомные радиусы (ковалентный, ионный, металлический, Ван-дер-Ваальсов). Энергия ионизации. Энергия сродства к электрону. Электроотрицательность. Горизонтальная, вертикальная, диагональная закономерности изменения химических свойств элементов и образуемых ими простых и сложных веществ.
12	Химическая связь. Типы химической связи. Основные характеристики химической связи; длина, валентный угол энергия, кратность, насыщенность, направленность. Примеры.
13	Ковалентная химическая связь. Определение. Основные характеристики ковалентной связи (длина, энергия, кратность, валентный угол, насыщенность, направленность, типы перекрывания атомных орбиталей – σ , π). Виды ковалентной химической связи (полярная и неполярная). Дипольный момент связи и молекулы. Полярность молекул. Механизмы образования ковалентной химической связи (обменный и донорно-акцепторный). Примеры.
14	Гибридизация атомных орбиталей (sp^3 , sp^2 , sp) на примере следующих молекул (этан, этен, этин). Тип перекрывания атомных орбиталей, длины связей C-C и C-H, значения валентных углов.
15	Ионная связь. Определение. Основные характеристики ионной связи (отличие от ковалентной). Механизм образования. Примеры. Физические свойства веществ с ионной связью.
16	Металлическая связь. Определение. Физические свойства веществ с металлической связью
17	Типы кристаллических решеток. Основные физические свойства веществ с соответствующей кристаллической решеткой. Основные положения метода молекулярных орбиталей (МО). Линейная комбинация атомных орбиталей. Кратность, энергия, длина связи и наличие магнитных свойств с позиции метода МО (парамагнетизм и диамагнетизм). Метод валентных связей и метод молекулярных орбиталей на примере элементов 1 и 2 периодов. Основные положения, достоинства и недостатки теорий.

18	Водородная связь Межмолекулярные взаимодействия. Виды межмолекулярных взаимодействий (ориентационные, дисперсионные и индукционные). Силы Лондона. Ван- дер – Ваальсовы взаимодействия. Примеры.
19	Основные положения и понятия химической термодинамики: система, параметры и функции состояния системы (определения, размерности). Экстенсивные и интенсивные величины. Внутренняя энергия и энтальпия системы. Энтропия системы. Свободная энергия Гиббса и Гельмгольца системы. Математические выражения для энтальпии, энтропии, энергии Гиббса и Гельмгольца.
20	Термохимия. Термохимические уравнения. Стандартное состояние вещества. Стандартные термодинамические характеристики реакции ($\Delta_r U^0$, $\Delta_r H^0$, $\Delta_r S^0$, $\Delta_r G^0$, $\Delta_r F^0$). Математические выражения. Закон Гесса и следствие из него. Стандартная энтальпия образования сложного вещества. Определение. Выражение.
21	Математическое выражение первого начала термодинамики для закрытых систем, не совершающих полезной работы.
22	Второе начало термодинамики. Термодинамическая вероятность. Энтропия. Стандартная энтропия вещества. Изменение энтропии в химических реакциях и фазовых превращениях. Энергия Гиббса. Изменение энергии Гиббса как критерий возможности самопроизвольного протекания процесса. Энтальпийный и энтропийный факторы протекания химической реакции.
23	Химическое равновесие. Кинетический подход к выражению константы равновесия. Константа равновесия как отношение констант скоростей прямой и обратной реакций. Константа равновесия гомо – и гетерогенных реакций. Закон действующих масс. Правила Ле- Шателье –Брауна. Обратимые и необратимые процессы (реакции). Термодинамическая константа химического равновесия, ее зависимость от температуры. Связь между $\Delta_r G^0$ и K^0 . Принцип смещения равновесия Ле-Шателье.
24	Химическая кинетика. Скорость гомогенной и гетерогенной химической. Математическое выражение средней скорости реакции. Элементарные реакции. Закон действия масс. Константа скорости элементарной реакции. Порядок и молекулярность реакции. Влияние температуры на скорость реакции. Правило Вант-Гоффа. Температурный коэффициент скорости реакции. Активные молекулы. Энергия активации реакции. Уравнение Аррениуса. Определение энергии активации. Энергия активации и механизм реакции. Активированный комплекс. Энергетическая диаграмма пути реакции $2HI = H_2 + I_2$ при распаде молекул на атомы и с учетом образования промежуточного активированного комплекса.
Семестр 2	
25	Водород. Положение в Периодической системе и сравнение с галогенами и щелочными металлами. Физические свойства. Получение в лаборатории и промышленности.
26	Гидриды водорода, их классификация по типу химической связи. Кислород. Получение в лаборатории и промышленности. Химические свойства. Электронное строение атома кислорода. Окислительные свойства. Аллотропия. Озон и его особенности.
27	Оксиды элементов. Классификация оксидов (несолеобразующие, солеобразующие, кислотные, основные, амфотерные) Жесткость воды (постоянная и временная). Ее устранение. Перекись водорода. Физические свойства. Способы получения в лаборатории. Окислительно-восстановительные свойства перекиси водорода. Галогены. Промышленные методы получения фтора, хлора, брома, йода. Лабораторные способы получения галогенов. Электронное строение атомов галогенов. Основное и возбужденное состояние атомов Окислительные свойства галогенов.
28	Взаимодействие галогенов с водородом. Взаимодействие галогенов с водой. Галогеноводородные кислоты. Их получение и свойства. Соединения галогенов с положительными степенями окисления. Свойства хлора в сравнении с йодом и бромом. Хлоро-, бромо- и йодоводороды. Сера. Получение серы. Химические свойства серы. Электронное строение атома серы. Химические свойства. Сероводород. Сульфиды металлов. Восстановительные свойства сероводородной кислоты.
29	Оксиды и кислоты серы. Серная кислота, ее свойства , получение в промышленности, применение.
30	Азот. Физические свойства азота как простого вещества. Получение и применение. Проблема фиксации атмосферного азота.
31	Аммиак. Химические свойства, получение применение. Гидразин. Азотистоводородная кислота. Азиды металлов. Оксиды и кислоты азота. Азотная кислота и ее окислительные свойства.
32	Фосфор. Аллотропия. Получение. Гидриды фосфора. Оксиды и кислоты фосфора. Фосфорные удобрения. Оксиды мышьяка и сурьмы. Их амфотерный характер.

33	Углерод. Кремний. Строение электронных оболочек. Степени окисления. Оксиды углерода. Кислоты углерода. Карбонаты. Оксиды кремния. Кварц. Кварцевое стекло. Распространенность и форма нахождения алюминия в природе. Свойства, получение и применение алюминия и его соединений.
34	Элементы IА группы. Получение, взаимодействие с водой. Оксиды, пероксиды и гидроксиды щелочных металлов
35	Медь. Металлургия меди. Характеристика химических свойств. Цинк, кадмий, ртуть. Оксиды и гидроксиды цинка.
36	Подгруппа титана. Оксиды, гидроксиды, амфотерность. Хром, молибден, вольфрам. Получение. Применение. Взаимодействие с кислотами. Оксиды и гидроксиды хрома. Хромовая и хромистая кислоты. Равновесие хромат и дихромат ионов. Окислительные свойства хроматов и дихроматов. Марганец. Получение, химические свойства. Соединения марганца с различной степенью окисления. Окислительные свойства перманганатов.
37	Семейство железа. Оксиды и гидроксиды. Ферриты и ферраты.

6.3.2 Типовые тестовые задания

нет

6.3.3 Типовые практико-ориентированные задания (задачи, кейсы)

Варианты практико -ориентированных заданий в приложении

6.4 Методические материалы, определяющие процедуры оценивания результатов обучения

6.4.1 Условия допуска обучающегося к промежуточной аттестации и порядок ликвидации академической задолженности

Проведение промежуточной аттестации регламентировано локальным нормативным актом СПбГУПТД «Положение о проведении текущего контроля успеваемости и промежуточной аттестации обучающихся»

Обучающийся владеет теоретическим материалом, выполнены и зачтены лабораторные работы, выполнен план семестра по дисциплине

6.4.2 Форма проведения промежуточной аттестации по дисциплине

Устная

+

Письменная

Компьютерное тестирование

Иная

6.4.3 Особенности проведения промежуточной аттестации по дисциплине

Возможно использование калькулятора, периодической системы химических элементов, справочных пособий в аудитории

7. УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ И ИНФОРМАЦИОННОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

7.1 Учебная литература

Автор	Заглавие	Издательство	Год издания	Ссылка
7.1.1 Основная учебная литература				
Савинкина Е. В. (и др.)	Общая и неорганическая Химия (Лаборатория знаний) (Электронный ресурс) : в 2 т. Т. 1 : Законы и концепции. — Эл. издание — (Учебник для высшей школы)	Москва: Лаборатория знаний	2018	https://ibooks.ru/reading.php?short=1&productid=373265
Гринвуд Н., Эрншо А.	Химия элементов (Электронный ресурс) : в 2 т. Т. 1 / пер. с англ. — 4-е издание (эл.). — (Лучший зарубежный учебник)	Москва: Лаборатория знаний	2018	https://ibooks.ru/reading.php?short=1&productid=373242
Гринвуд Н., Эрншо А.	Химия элементов (Электронный ресурс) : в 2 т. Т. 2 / пер. с англ. — 4-е издание (эл.). — (Лучший зарубежный учебник)	Москва: Лаборатория знаний	2018	https://ibooks.ru/reading.php?short=1&productid=373243
7.1.2 Дополнительная учебная литература				

Кириллов В. В., Новоселов Н. П., Абрамова Е. С.	Общая и неорганическая химия. Свойства соединений элементов III-VII групп периодической системы	Санкт-Петербург: СПбГУПТД	2022	http://publish.sutd.ru/tp_ext_inf_publish.php?id=2022195
---	---	------------------------------	------	---

7.2 Перечень профессиональных баз данных и информационно-справочных систем

1. Бесплатный онлайн инструментарий по химии. Текущая версия содержит более 4 млн. описаний соединений и более 8 млн. изомеров. ChemDB Web Interface Index <http://cdb.ics.uci.edu/>
2. Информационная система «Единое окно доступа к образовательным ресурсам» <http://window.edu.ru/>
3. Электронно-библиотечная система IPRbooks <http://www.iprbookshop.ru>
4. Электронная библиотека учебных изданий СПбГУПТД <http://publish.sutd.ru>

7.3 Перечень лицензионного и свободно распространяемого программного обеспечения

MicrosoftOfficeProfessional
Microsoft Windows

7.4 Описание материально-технической базы, необходимой для осуществления образовательного процесса по дисциплине

Лабораторные занятия со студентами проводятся в специализированных помещениях кафедры, оборудованных химической посудой, химическими реактивами, измерительными приборами (термометры, pH-метры, весы, рефрактометр, спектрофотометр), дистиллятором, сушильными шкафами, муфельной печью, компьютером.

Аудитория	Оснащение
Лекционная аудитория	Мультимедийное оборудование, специализированная мебель, доска
Учебная аудитория	Специализированная мебель, доска

Приложение

рабочей программы дисциплины Общая и неорганическая химия

наименование дисциплины

по направлению подготовки 18.03.02 Энерго- и ресурсосберегающие процессы в химической технологии, нефтехимии и биотехнологиинаименование ОП (профиля): Техника и технология ресурсосберегающих процессов и защита окружающей среды**5.2.3 Типовые практико-ориентированные задания (задачи, кейсы)**

1. Для реакции, протекающей в газовой фазе: $2\text{CO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2$ рассчитать стандартные термодинамические характеристики и проанализировать результаты. $(\Delta_r H^0_{298}, \Delta_r S^0_{298}, \Delta_r G^0_{298}, K^0_{298})$
2. Для реакции, протекающей в газовой фазе: $\text{CH}_4 + 3\text{CO}_2 \rightarrow 4\text{CO} + 2\text{H}_2\text{O}$ рассчитать стандартные термодинамические характеристики и проанализировать результаты. $(\Delta_r H^0_{298}, \Delta_r S^0_{298}, \Delta_r G^0_{298}, K^0_{298})$
3. Для реакции, протекающей в газовой фазе: $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 = \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{пар})}$ рассчитать стандартные термодинамические характеристики и проанализировать результаты. $(\Delta_r H^0_{298}, \Delta_r S^0_{298}, \Delta_r G^0_{298}, K^0_{298})$
4. Раствор серной кислоты в воде с концентрацией 17 масс.% имеет плотность $\rho = 1,109 \text{ г/см}^3$. Рассчитать молярную концентрацию раствора
5. Раствор серной кислоты в воде с концентрацией 15 масс.% имеет плотность $\rho = 1,108 \text{ г/см}^3$. Рассчитать моляльность раствора
6. К 100 мл 27 масс % раствора NaOH с плотностью 1,3 г/мл прибавили 260 мл воды. Вычислите нормальность полученного раствора, если его плотность 1,1 г/мл.
7. Какой объем 1,2М раствора нитрата калия потребуется для приготовления 2 литров 5 масс. %- раствора этого вещества, если плотность полученного раствора 1,05 г/мл?
8. Дать определение понятию скорость химической реакции. Записать математическое выражение для средней скорости реакции (гомогенной и гетерогенной). Опишите, как влияют на скорость реакции внешние условия (концентрация, температура, давление). Рассчитайте, во сколько раз изменится скорость простой реакции: $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$ при увеличении давления в 2 раза.

9. Дать определение понятию скорость химической реакции. Записать математическое выражение для средней скорости реакции (гомогенной и гетерогенной). Опишите, как влияют на скорость реакции внешние условия (концентрация, температура, давление). Как следует изменить концентрацию кислорода, чтобы скорость гомогенной элементарной реакции: $2\text{NO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightarrow 2\text{NO}_2(\text{г})$ не изменилась при уменьшении концентрации оксида азота (II) в 2 раза?
10. Для реакции: $\text{FeO}(\text{к}) + \text{CO}(\text{г}) \leftrightarrow \text{Fe}(\text{к}) + \text{CO}_2(\text{г})$ константа равновесия (K°) при 1000°C равна 0,5. Начальные концентрации CO и CO₂ были соответственно равны 0,05 и 0,01 моль/л. Найти их равновесные концентрации.
11. В водном растворе гидрат аммиака диссоциирует по уравнению $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$. Вычислить степень диссоциации $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ в его водном растворе с молярной концентрацией 0,012 моль/л. $K_{\text{д}(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O})} = 1,8 \cdot 10^{-5}$
12. Определить равновесную молярную концентрацию катионов водорода в водном растворе азотистой кислоты с молярной концентрацией 0,12 моль/л. Азотистая кислота диссоциирует по уравнению $\text{HNO}_2 \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{NO}_2^-$. $K_{\text{д}(\text{HNO}_2)} = 4,0 \cdot 10^{-4}.$
13. Растворимая соль взаимодействуют с другой растворимой солью, при этом образуется малорастворимая соль, которая выпадает в осадок. Записать молекулярное уравнение, полное ионное и сокращенное уравнение реакций.
14. Показать расчетами, может ли сильная кислота вытеснить слабую кислоту из её соли, т. е. будет ли протекать, следующая реакция $2\text{KCN} + \text{H}_2\text{SO}_4 \leftrightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{HCN}$.
15. Вычислить растворимость (в моль/л) карбоната кальция в чистой воде. $L_{(\text{CaCO}_3)} = 3,7 \cdot 10^{-9};$
16. Осмотическое давление раствора мочевины при $t = 30^\circ\text{C}$ равно 404,3 кПа. Плотность раствора: 1,08 г/мл. Давление насыщенного пара над чистой водой при $t = 30^\circ\text{C}$ равно 4241,7 Па. Рассчитать давление насыщенного пара над раствором мочевины при той температуре.
Если $P = 1$ атм, то р-р мочевины начинает кипеть при температуре $t = 100,078^\circ\text{C}$. 17. Рассчитать температуру начала кристаллизации этого раствора.

1. Расставить коэффициенты методом ионно-электронного баланса. Указать процессы окисления и восстановления. Определить окислитель и восстановитель.

1.	$P + KOH + H_2O = KH_2PO_2 + \dots$
2.	$I_2 + NaOH = NaIO_3 + \dots$
3.	$NH_3 + Br_2 = NH_4Br + \dots$
4.	$Zn(NO_3)_2 = ZnO + NO_2 + \dots$
5.	$HNO_2 = NO + \dots$
6.	$Mg + HNO_3 \text{ (очень разбавл.)} = \dots$
7.	$Na[Au(CN)_4] + Zn = Au + \dots$
8.	$KMnO_4 + H_2O = MnO_2 + \dots$
9.	$KMnO_4 + KOH = K_2MnO_4 + \dots$
10.	$Bi(NO_3)_3 + SnCl_2 + HCl = Bi + \dots$
11.	$Fe(CrO_2)_2 + O_2 + K_2CO_3 = K_2CrO_4 + Fe_2O_3 + \dots$
12.	$FeS_2 + O_2 = Fe_2O_3 + \dots$
13.	$Cl_{2(\text{избыток})} + H_2S + H_2O = \dots$
14.	$Cu + HCl_{(\text{конц.})} = H[CuCl_2] + \dots$
15.	$Mn(NO_3)_2 + PbO_2 + HNO_3 \rightarrow$
16.	$Pb(OH)_2 + Cl_2 + NaOH \rightarrow$
17.	$Zn + H_3AsO_4 + HCl \rightarrow$
18.	$K_2Cr_2O_7 + H_2S + H_2SO_4 \rightarrow$
19.	$FeCl_3 + Cl_2 + NaOH \rightarrow$
20.	$Sn(OH)_2 + Cl_2 + NaOH \rightarrow$
21.	$MnO_2 + KClO_3 + KOH \rightarrow$
22.	$Na_2SO_3 + Na_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow$
23.	$Cl_2 + I_2 + H_2O \rightarrow$
24.	$K_2SO_3 + K_2S + H_2SO_4$
25.	$KClO_3 + Zn + KOH \rightarrow$

1. Сульфат железа (III) обработали раствором гидроксида натрия. Выпавший бурый осадок отделили и прокалили. Полученное твердое вещество растворили в иодоводородной кислоте. Образовавшуюся соль выделили и смешали с раствором нитрата серебра. Напишите уравнения четырех описанных реакций.

2. Смешали растворы сульфата железа (III) и нитрата бария. Выпавший осадок отделили, из оставшегося раствора выделили соль, затем ее высушили и прокалили. Твердый остаток обработали иодоводородной кислотой. Полученное простое вещество при нагревании вступило в реакцию с концентрированным раствором гидроксида натрия. Напишите уравнения четырех описанных реакций.

3. Перманганат калия прокалили. Выделившийся газ вступил в реакцию с сероводородом. Образовавшееся газообразное вещество прореагировало с сероводородом с образованием нерастворимого в воде вещества. Это вещество растворили при нагревании в концентрированном растворе гидроксида калия. Напишите уравнения четырех описанных реакций.

4. Красный металл X растворяется в концентрированной серной кислоте с выделением газа Y. При пропускании газа Y через избыток раствора щелочи образуется раствор соли Z1, а через недостаток щелочи – соль Z2. Если к раствору соли Z1 добавить хлорид железа (III), выпадет бурый осадок и выделится газ Y. Определите неизвестные вещества, составьте уравнения описанных реакций.

5. Гидрокарбонат натрия прокалили. Полученную соль растворили в воде и смешали с раствором бромида алюминия, в результате чего образовался осадок и выделился бесцветный газ. Осадок обработали избытком раствора азотной кислоты, а газ пропустили через раствор силиката калия. Напишите уравнения четырёх описанных реакций.
6. Кусочек мела растворили в избытке соляной кислоты, выделившийся газ пропустили над раскаленным углем. Образовавшееся вещество реагирует с черным оксидом Y с образованием простого вещества красного цвета X. Определите неизвестные вещества, составьте уравнения описанных реакций.
7. Аммиак нагрели с кислородом в присутствии катализатора. Полученный газ прореагировал с кислородом. Образовавшийся в результате бурый газ пропустили через холодный раствор гидроксида натрия. Одна из образовавшихся солей вступила в реакцию с раствором, содержащим перманганат калия и гидроксид калия. Напишите уравнения четырёх описанных реакций
8. Газ, полученный при обработке нитрида кальция водой, пропустили над нагретым оксидом меди (II). Полученное твёрдое вещество растворили в разбавленной азотной кислоте. Образовавшийся раствор соли подвергли электролизу. Напишите уравнения четырёх описанных реакций.
9. К раствору нитрата кальция добавили раствор фосфата натрия. Выпавший осадок отделили, высушили и затем прокалили в присутствии углерода и оксида кремния. Полученное при этом простое вещество растворили в концентрированном растворе азотной кислоты, при этом выделился бурый газ. Полученный газ поглотили холодным раствором гидроксида бария. Напишите уравнения четырёх описанных реакций.