

Министерство науки и высшего образования Российской Федерации
федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
«Санкт-Петербургский государственный университет промышленных технологий и дизайна»
(СПбГУПТД)

УТВЕРЖДАЮ
Директор ВШТЭ



Рабочая программа дисциплины

Б1.О.07 Общая и неорганическая химия

Учебный план: _____ ФГОС3++b200301-1_26-14.plx

Кафедра: 11 Общей и неорганической химии

Направление подготовки:
(специальность) 20.03.01 Техносферная безопасность

Профиль подготовки:
(специализация) Промышленная и экологическая безопасность

Уровень образования: бакалавриат

Форма обучения: очная

План учебного процесса

Семестр (курс для ЗАО)		Контактная работа обучающихся		Сам. работа	Контроль, час.	Трудоём- кость, ЗЕТ	Форма промежуточной аттестации
		Лекции	Лаб. занятия				
1	УП	34	51	59	36	5	Экзамен
	РПД	34	51	59	36	5	
2	УП	34	51	23	36	4	Экзамен
	РПД	34	51	23	36	4	
Итого	УП	68	102	82	72	9	
	РПД	68	102	82	72	9	

Рабочая программа дисциплины составлена в соответствии с федеральным государственным образовательным стандартом высшего образования по направлению подготовки 20.03.01 Техносферная безопасность, утверждённым приказом Минобрнауки России от 25.05.2020 г. № 680

Составитель (и):

Кандидат химических наук, доцент

Луканина Т. Л.

От кафедры составителя:

Заведующий кафедрой общей и неорганической химии

Ардашева Л. П.

От выпускающей кафедры:

Заведующий кафедрой

Шанова О.А.

Методический отдел:

Фахретдинова А. Р.

1 ВВЕДЕНИЕ К РАБОЧЕЙ ПРОГРАММЕ ДИСЦИПЛИНЫ

1.1 Цель дисциплины: Целями освоения дисциплины «Общая и неорганическая химия» является создание целостной структуры знаний по теоретическим и практическим основам общей и неорганической химии, необходимых для успешного освоения дисциплин естественнонаучного и профессионального циклов.

Основными задачами курса «Общей и неорганической химии» является обучение студентов основам фундаментальных знаний о строении веществ и свойствах материи и формах ее существования, а также формирование современных научных представлений о явлениях, которыми сопровождаются превращения одних веществ в другие при протекании химических реакций.

1.2 Задачи дисциплины:

- Изучение теоретических основ общей неорганической химии (состав, строение и химические свойства простых основных веществ и химических соединений, связь строения вещества с условиями протекания химических процессов. Закономерности протекания химических процессов, теория растворов, окислительно-восстановительные превращения);
- Овладение фундаментальными принципами и методами решения научно-технических задач
- Формирование навыков по применению теоретических знаний для объяснения результатов химических экспериментов;
- Формирование у студентов основ естественнонаучной картины мира
- Ознакомление студентов с историей и логикой развития химии и основных ее открытий.

1.3 Требования к предварительной подготовке обучающегося:

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

Дисциплины, изученные на предшествующем уровне образования

2 КОМПЕТЕНЦИИ ОБУЧАЮЩЕГОСЯ, ФОРМИРУЕМЫЕ В РЕЗУЛЬТАТЕ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ

ОПК-1: Способен учитывать современные тенденции развития техники и технологий в области техносферной безопасности, измерительной и вычислительной техники, информационных технологий при решении типовых задач в области профессиональной деятельности, связанной с защитой окружающей среды и обеспечением безопасности человека
Знать: теоретические основы общей и неорганической химии, понимать принципы строения веществ, различные типы химической связи, термодинамические функции, позволяющие судить о возможности протекания химических процессов
Уметь: выполнять основные химические операции, использовать химические законы, термодинамические справочные данные и количественные соотношения общей и неорганической химии для решения профессиональных задач
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.

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. Строение вещества	1				Л,ДЗ,К
Тема 1. Строение атома. Уравнение Шредингера. Понятие волновой функции. Энергетические характеристики атома. Основные законы химии. Классы неорганических соединений и их свойства. Лабораторная работа №1. Классы неорганических соединений.		2	5	6	
Тема 2. Периодическая система элементов Д.И. Менделеева. Понятие электроотрицательности и сродства к электрону. S-, p-, d-, f- элементы. Валентности элементов главных и побочных подгрупп. Основные законы химии. Закон эквивалентных соотношений.		2		4	
Тема 3. Химическая связь. Теория химических связей. Химическая связь ионного типа. Ковалентная связь. Геометрия молекул по методу валентных связей. Гибридизация электронных орбиталей. Метод молекулярных орбиталей. Строение отдельных молекул с ковалентной связью. Гетероатомные молекулы. Координационные соединения. Теория кристаллического поля лигандов. Получение координационных соединений. Применение координационных соединений в различных областях техники. Лабораторная работа №2. Координационные соединения.		4	6	8	
Раздел 2. Основные закономерности химических процессов					ДЗ,Л
Тема 4. Химическая термодинамика. Основные закономерности химических процессов. Энтальпия химических реакций. Энергия активации. Закон Гесса. Работа химической реакции. Стандартное состояние. Стандартный потенциал Гиббса. Условие самопроизвольного протекания химической реакции.		2		4	
Тема 5. Химическая кинетика. Кинетика химических реакций. Закон действующих масс. Скорость химических реакций. Уравнение Аррениуса. Лабораторная работа № 3. Скорость химических реакций.		2	6	4	

Тема 6. Химическое равновесие. Учение о равновесии. Константа равновесия. Зависимость константы равновесия от температуры. Лабораторная работа № 4. Равновесие в химических системах.		2	8	2	
Раздел 3. Теория растворов					
Тема 7. Растворы. Процессы растворения. Общие свойства растворов. Законы Рауля. Концентрации растворов. Лабораторная работа № 5. Процессы растворения и приготовление растворов.		4	4	6	
Тема 8. Электролитическая диссоциация. Кислотно-основные взаимодействия. Диссоциация кислот и оснований. Определение силы кислот по их формуле. Константа диссоциации. Изотонический коэффициент. Сильные электролиты. Активность, коэффициент активности. Лабораторная работа № 6.1. Сильные электролиты.		2	4	2	
Тема 9. Слабые электролиты. Закон разбавления Оствальда. Степень диссоциации. Ионное произведение воды. Лабораторная работа № 6.2. Слабые электролиты.		4	4	4	Л,З,К
Тема 10. Произведение растворимости. Произведение растворимости. Применение константы равновесия для анализа химических равновесий на примере ионных реакций.		2		4	
Тема 11. Соли. Ионные уравнения. Гидролиз. Степень гидролиза, константа гидролиза. Лабораторная работа № 7. Гидролиз солей.		2	4	4	
Тема 12. Основные сведения о теории сольвосистем. Сольватация.		2		2	
Раздел 4. Окислительно-восстановительные превращения					
Тема 13. Типы окислительно-восстановительных реакций. Межмолекулярное ОВ, внутримолекулярное ОВ, Диспропорционирование. Лабораторная работа № 8.1. Типы окислительно-восстановительных реакций.		2	4	5	Л,ДЗ

Тема 14. Методы расстановки коэффициентов. Электронный баланс. Метод полуреакций. Лабораторная работа № 8.2. Окислительно-восстановительных превращения.			6	4	
Тема 15. Общие закономерности протекания окислительно-восстановительных процессов и их применение в технике. Законы Фарадея. Понятия двойного электрического слоя и электродного потенциала.		2			
Итого в семестре (на курсе для ЗАО)		34	51	59	
Консультации и промежуточная аттестация (Экзамен)		2,5		33,5	
Раздел 5. Электрохимические процессы					
Тема 16. Гальванический элемент. Стандартный водородный электрод. Электродный потенциал. Работа гальванического элемента. Лабораторная работа № 9. Гальванический элемент.		4	6	1	
Тема 17. Понятие электрохимического потенциала. Уравнение Нернста.		4		2	
Тема 18. Определение направления окислительно-восстановительного процесса.		4		2	Л,З,К
Тема 19. Электролиз. Электролиз растворов и расплавов солей. Правила восстановления на катоде и окисления на аноде. Лабораторная работа № 10. Электролиз.	2	2	7	2	
Тема 20. Электрохимические процессы в технике. Защитные покрытия. Протекторная защита. Анодное окислирование. Химические источники тока. Выплавка алюминия. Процессы коррозии. Лабораторная работа № 11. Коррозия металлов.		2	6	2	
Раздел 6. Свойства неорганических соединений					
Тема 21. Общая характеристика элементов главных подгрупп и их соединений. S – элементы. Элементы I , II – главных подгрупп. Лабораторная работа № 12 Общие свойства металлов.		2	2	2	Л,К
Тема 22. Галогены и их соединения. Лабораторная работа № 13.1. Галогены. Лабораторная работа № 13.2. Определение галогенид -ионов. Качественные реакции.		2	4	2	

Тема 23. Элементы подгруппы кислорода и их важнейшие соединения. Лабораторная работа № 14.1. Сера. Лабораторная работа № 14.2. Определение анионов серосодержащих кислот. Качественные реакции на серосодержащие анионы.		4	4	2	
Тема 24. Элементы подгруппы азота и их важнейшие соединения. Лабораторная работа № 15. Азот и его соединения.		2	6	2	
Тема 25. Особенности строения углерода, его модификации, природные соединения, технические продукты. Лабораторная работа № 16.1. Олово, свинец.		2	4		
Тема 26. Кремний, его соединения, природные и искусственные силикаты. Элементы подгруппы германия. Лабораторная работа № 16.2. Кремний и его соединения.		2	4	2	
Тема 27. Элементы I – III главных подгрупп, их химические свойства и важнейшие соединения.		2		2	
Тема 28. d – элементы, общая характеристика, особенности, важнейшие химические соединения. Fe, Co, Ni, Cr, Mn – свойства и химические соединения. Лабораторная работа № 17. Хром, марганец, железо.		2	8	2	
Итого в семестре (на курсе для ЗАО)		34	51	23	
Консультации и промежуточная аттестация (Экзамен)		2,5		33,5	
Всего контактная работа и СР по дисциплине		175		149	

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	1. Излагает базовые химические законы и имеет представление о химических явлениях 2. Демонстрирует применение базовых химических законов к решению задач 3. Использует теоретические знания по химии для решения практических задач 4. Имеет представление о строении атомов различных элементов 5. Понимает связь строения атома с природой химической связи

6.2 Система и критерии оценивания

Шкала оценивания	Критерии оценивания сформированности компетенций	
	Устное собеседование	Письменная работа
5 (отлично)	Обучающийся показывает всестороннее и глубокое знание основных химических законов, свободно ориентируется в основных понятиях, терминах и определениях при ответе; усвоил основную и знаком с дополнительной литературой; может объяснить взаимосвязь основных химических законов и их значение для последующей профессиональной деятельности; проявляет творческие способности и широкую эрудицию в использовании учебного материала.	Обучающийся демонстрирует правильное понимание условия задачи, владение навыками его анализа, выбора нужных законов и формул для ее решения, знание размерностей химических величин. Умеет применять математический аппарат для реализации плана решения задачи. Получил правильный ответ и может его интерпретировать.
4 (хорошо)	Обучающийся показывает достаточный уровень знаний основных химических законов, ориентируется в основных понятиях и определениях; усвоил основную литературу; допускает незначительные погрешности при ответах на вопросы экзаменационного билета и дополнительные вопросы преподавателя.	Обучающийся демонстрирует достаточное понимание условия задачи, владение навыками его анализа, выбора нужных законов и формул для ее решения, знание размерностей химических величин. Допускает незначительные погрешности при применении математического аппарата для реализации плана решения задачи. Получил правильный ответ, но испытывает затруднения с его интерпретацией.
3 (удовлетворительно)	Обучающийся показывает знания учебного материала в минимальном объеме; может сформулировать законы химии, понятия и определения, но при этом, допуская большое количество принципиальных ошибок; знаком с основной литературой; допускает существенные ошибки в ответе на экзамене, но может устранить их под руководством преподавателя.	Обучающийся вникает в смысл условия задачи, понимает план ее решения, однако, не может в полной мере с помощью математического аппарата реализовать ее решение. Знает размерности химических величин.
2 (неудовлетворительно)	Обучающийся не имеет достаточного уровня знания дисциплины; не может сформулировать основные законы химии; плохо ориентируется в основных понятиях и определениях; практически не знаком с основной литературой; допускает при ответе на экзамене существенные ошибки и не может устранить их даже под руководством преподавателя. Попытка списывания, использования неразрешенных технических устройств или пользование подсказкой другого человека.	Обучающийся не может проанализировать условие задачи, наметить план ее решения плохо ориентируется в химических величинах, не владеет математическим аппаратом. Отказ от выполнения задания

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 сведения о строении атома (состав и размеры атома, заряды и массы частиц, атомная масса, изотопы). Равновесие системы микрочастиц. Факторы, влияющие на состояние равновесия.
2	Квантово-механическая модель строения атома. Особенности поведения микрочастиц.
3	Функция вероятности. Волновое уравнение Шредингера, его физический смысл (электронная плотность, основные понятия о квантовых числах, атомная орбиталь (АО)).
4	Квантовые числа (главное, побочное, магнитное и спиновое квантовые числа). Атомные орбитали (формы и пространственное расположение, причины существования различных форм)

5	Расположение атомных орбиталей по энергиям. Электронные формулы и энергетические диаграммы атомов. Правило Хунда, принцип Паули, правило Клечковского (показать на примере s-, p-, d- и f-элементов).
6	Периодические системы элементов, периодический закон. Строение таблицы Менделеева. Связь положения элементов в системе Менделеева с их химическими свойствами (s-, p-, d-, f-элементы).
7	Внешний энергетический уровень. Валентность элементов главной и побочной подгрупп (валентные электроны, связь валентности с химическими свойствами элементов). Металличность и неметалличность свойств (энергия ионизации и сродство к электрону, электроотрицательность).
8	Образование простых молекул. Ковалентная химическая связь (кхс). Типы кхс (полярная, неполярная, ионная, металлическая). Характеристики ковалентной химической связи (направленность, насыщенность, энергия, длина, полярность).
9	Направленность ковалентной химической связи (формы перекрывания атомных орбиталей, типы перекрывания: сигма-, пи-, дельта-перекрывания). Основные понятия о механизмах перекрывания АО (МВС и ММО).
10	Механизмы перекрывания АО: метод валентных связей (МВС). Способы перекрывания (обменный, донорно-акцепторный (ДА) и дативный). Гибридизация АО.
11	Типы гибридизации АО: sp-, sp ² -, sp ³ -, sp ³ d-, sp ³ d ² - и их связь с формами молекул (примеры образования различных форм молекул).
12	Механизмы перекрывания АО: метод молекулярных орбиталей (ММО). Общие принципы и схема построения молекул по ММО.
13	Метод молекулярных орбиталей: причины образования связывающей и разрыхляющей орбиталей, расположение МО по энергиям. Кратность связи. Примеры образования молекул O ₂ и NO.
14	Механизмы перекрывания АО: ММО и МВС преимущества и недостатки на примере образования молекул O ₂ (доказать наличие парамагнитных свойств), H ₂ ⁺ (доказать возможность образования частицы), CO (показать кратность связи и объяснить прочность молекулы). Полярность и неполярность молекул (на примере МВС).
15	Типы взаимодействия молекул: силы Ван-дер-Ваальса, водородная связь, ДА взаимодействия (прочность связи и расстояние между частицами). Связь различных типов межмолекулярного взаимодействия с агрегатным состоянием вещества.
16	Силы Ван-дер-Ваальса (ориентационные, дисперсионные, индукционные и силы отталкивания). Газообразные вещества: особенности их свойств, энергия взаимодействия частиц, понятие "идеальный газ", аддитивность, парциальное давление. Состояние плазмы.
17	Водородные связи (межмолекулярные, внутримолекулярные, симметричные, асимметричные; энергия взаимодействия частиц и расстояние). Жидкости: понятия "лабильность, ассоциаты". Жидкокристаллическое состояние.
18	Твердое состояние вещества (характер межмолекулярных химических связей, энергия и расстояние). Аморфные и кристаллические вещества (их особенности и свойства, интервалы температурных переходов и температуры кипения). Понятия ближнего и дальнего порядка. Изотропия и анизотропия свойств. Строение кристалла. Элементарная ячейка и ее характеристики. Кристаллическая решетка и ее основные формы (формы плотнейшей упаковки).
19	Типы кристаллических решеток и их особенности. Донорно-акцепторные взаимодействия. Образование комплексных соединений. Понятия: "координационное число, комплексообразователь, лиганды, внутренняя и внешняя сферы, заряд комплекса и комплексообразователя, константа нестойкости".
20	Основные понятия химической термодинамики: система (виды систем), фаза (гомогенная и гетерогенная), функции состояния, функции процесса и параметры состояния. Энергетический эффект реакции, виды энергетических эффектов и причины их возникновения. Понятие "функции состояния", независимость их от пути процесса, относительные изменения функций состояния (на примере внутренней энергии).
21	Функция состояния - энтальпия. Понятие теплового эффекта реакций при постоянном объеме и давлении (вывод ΔH). I – ый закон термодинамики.
22	Тепловые эффекты различных типов химических превращений: химической реакции взаимодействия простых веществ, сложной химической реакции, реакции фазового перехода. Понятие стандартного состояния вещества (термодинамическая устойчивость веществ).
23	Стандартная энтальпия образования. Расчет теплового эффекта реакции. Закон Гесса. Экзотермические и эндотермические процессы. Теплота сгорания и теплотворная способность.
24	Функция состояния – энтропия. Энтропия, как мера превращения. II-ой закон термодинамики. Стандартная энтропия образования простых веществ (III-ий закон термодинамики).
25	Энтропия, как мера превращения. Физический смысл понятия энтропия. Термодинамическая вероятность (W). Самопроизвольность протекания газозависимых реакций (знак энтропии). Расчет изменения энтропии гетерофазных химических процессов.
26	Энергия Гиббса и Гельмгольца. Изобарно-изотермический потенциал. Расчет стандартного значения энергии Гиббса химической реакции. Зависимость энергии Гиббса от температуры: уравнение Гиббса.
27	Уравнение Гиббса. Условия самопроизвольного протекания экзотермических и эндотермических процессов. Расчет значения энергии Гиббса химической реакции.

28	Химическая кинетика. Понятие скорости прямой и обратной химических реакций (средняя и мгновенная скорость). Факторы, влияющие на скорость химических реакций. Скорость гомогенных и гетерогенных химических процессов.
29	Влияние концентрации реагентов на скорость протекания химических реакций. Закон действующих масс. Молекулярность и порядок химической реакции.
30	Влияние температуры на скорость химической реакции. Эмпирический закон Вант Гоффа. Температурный коэффициент.
31	Константа скорости, ее физический смысл. Закон распределения Максвелла-Больцмана (число активных взаимодействий частиц (z а), влияние температуры на число активных взаимодействий).
32	Уравнение Аррениуса. Постоянная Аррениуса. Понятие "стерический фактор" (пример влияния стерического фактора на вероятность протекания химических реакций).
33	Энергия активации, ее физический смысл. Переходный комплекс. Расчет энергии активации по известным значениям констант скоростей при заданных температурах (значения энергий активации различных процессов).
34	Понятие о катализаторах. Механизм действия катализаторов. Влияние катализатора на величину энергии активации.
35	Химическое равновесие. Скорость обратимой химической реакции. Константа равновесия газозависимых, гетерогенных и гомогенных процессов. Возможные значения констант равновесия и условия обратимости химических реакций.
36	Принцип Ле-Шателье. Влияние концентрации, давления и объема на равновесие химических процессов. Условия смещения равновесия.
37	Влияние температуры на равновесие химических процессов. Стерический фактор и его связь с энтропией и термодинамической вероятностью.
38	Растворы. Классификация смесей веществ. Дисперсные системы и истинные растворы. Понятие коллоидных систем и идеальных растворов. Характеристики жидких растворов.
39	Характеристики жидких растворов (концентрация: способы выражения; растворимость, понятия: насыщенные, пересыщенные и ненасыщенные растворы).
40	Давление насыщенного пара, закон Рауля; температура кипения.
41	Температура замерзания; осмос, осмотическое давление.
42	Процессы растворения (стадии растворения). Энергетика процесса растворения. Электролиты и неэлектролиты. Степень диссоциации. Сильные и слабые электролиты; примеры.
43	Степень диссоциации (понятия сильных и слабых электролитов). Сильные электролиты (примеры). Активность, коэффициент активности, ионная сила раствора.
44	Слабые электролиты (примеры). Константа диссоциации. Закон разбавления Оствальда. Расчет концентрации ионов водорода и гидроксильных групп.
45	Ионное произведение воды. Кислотность водных растворов электролитов (рН – среды; расчет значений рН).
46	Насыщенные растворы малорастворимых соединений. Произведение растворимости. Условия растворимости. Расчет предела растворимости малорастворимых солей из значений ПР.
47	Гидролиз (ионно-обменные реакции). Типы гидролиза. Константа гидролиза, ее связь с константами кислотности и основности, степень гидролиза. Определение кислотности среды при гидролизе.
48	Понятия об окислительно-восстановительных процессах. Валентность и степень окисления (показать на примере азотной кислоты). Типичные окислители и восстановители: процессы передачи электронов.
49	Типы окислительно-восстановительных реакций: межмолекулярные, внутримолекулярные, диспропорционирования (примеры межмолекулярных реакций с расстановкой коэффициентов методом полуреакций).
50	Внутримолекулярные ОВ реакции (привести 3 примера с расстановкой коэффициентов методом полуреакций).
51	ОВ реакции диспропорционирования (привести 3 примера с расстановкой коэффициентов методом полуреакций).
52	Типичные окислители (примеры ОВР с расстановкой коэффициентов методом полуреакций).
53	Типичные восстановители (примеры ОВР с расстановкой коэффициентов методом полуреакций).
54	Вещества, обладающие окислительно-восстановительной двойственностью (примеры ОВР с расстановкой коэффициентов методом полуреакций).
55	Электрохимические процессы, общие закономерности их протекания. Законы Фарадея. Понятия двойного электрического слоя и электродного потенциала.
Семестр 2	
56	Гальванический элемент (схема с электролитическим ключом и мембраной, анодная и катодная реакции).
57	ЭДС гальванического элемента. Вывод уравнения Нернста (расчет ЭДС и электродного потенциала).
58	Стандартный водородный электрод. Стандартный электродный потенциал и ЭДС. Электрохимический ряд стандартных электродных потенциалов.

59	Типы гальванических элементов. Растворимые и инертные электроды. Понятие об электрохимическом потенциале. Расчет потенциалов гальванического элемента и ЭДС с учетом кислотности среды. Определение направления протекания окислительно-восстановительных реакций.
60	Электролиз. Общие правила протекания окислительно-восстановительных процессов при электролизе. Электролиз расплавов солей и концентрированных растворов кислот и щелочей. Электролиз растворов. Анодные и катодные реакции.
61	Электрохимическая коррозия в среде влажного газа. Электрохимическая коррозия в среде проводящих жидкостей.
62	Коррозия металлов. Методы защиты металлов от коррозии (химические и электрохимические, общие понятия). Гальваностегия, протекторная защита.
63	Электрохимическая обработка металлов (процесс выплавки). Химические источники тока (кислотные и щелочные аккумуляторы).
64	Общая характеристика элементов главных подгрупп и их соединений. S- элементы (элементы I и II главных подгрупп).
65	Щелочные металлы. Щелочноземельные металлы
66	P- элементы (элементы III - VIII подгрупп, положение в таблице Менделеева, общая характеристика).
67	Элементы III - A главной подгруппы (химические свойства и строение бора и алюминия).
68	Элементы IV - A главной подгруппы (общая характеристика и свойства). Химические свойства углерода и кремния.
69	Особенности строения углерода. Структура алмаза, графита, карбина Природные соединения углерода.
70	Асфальтовые породы, природный и попутный газ каменный уголь. Технические продукты на основе углерода (черные угли).
71	Особенности строения кремния и его оксида. Природные соединения кремния и его модификации (природные оксиды кремния, природные силикаты). Искусственные силикаты (стекла).
72	Элементы подгруппы германия (общая характеристика и использование соединений германия, олова и свинца).
73	Элементы V - A главной подгруппы (общая характеристика и особенности свойств). Азот и его соединения (химические свойства азота).
74	Аммиак. Реакции присоединения, замещения, комплексообразования, окислительно-восстановительные реакции.
75	Гидразин и гидроксилламин (реакции замещения, комплексообразования, окислительно-восстановительные).
76	Оксиды азота (строение молекул оксидов, характеристики и химические свойства, получение в промышленности, в лабораторных условиях).
77	Азотсодержащие кислоты – азотистоводородная, азотистая, азотная (строение и характеристики и химические свойства).
78	Соли азотной кислоты, соли аммония (применение, реакции разложения).
79	Фосфор и его соединения (особенности строения и модификации, производство спичек).
80	Соединения фосфора: оксиды, сульфиды фосфора, фосфиды, галогенангидриды. Фосфорные кислоты: орто-, мета- и пиро-, их строение и свойства.
81	Соли фосфорных кислот, их свойства и применение (реакции гидролиза). Соли полифосфорных кислот (применение).
82	Фосфорные кислоты: фосфористая, фосфорноватистая, полифосфорные кислоты, их строение и свойства. Надфосфорные кислоты: монопероксо-фосфорная кислота, пероксодифосфорная кислота (особенности строения, получение и применение).
83	Мышьяк, сурьма, висмут (характеристики, применение и химические свойства).
84	Элементы VI - A главной подгруппы, общая характеристика и химические свойства, применение (селен, теллур и полоний).
85	Кислород и его соединения. Вода и пероксид водорода. (озон, вода: строение, химические свойства, природные источники).
86	Сера и ее соединения. Оксиды серы (особенности строения, применение и химические свойства).
87	Кислоты (сероводород и его водные растворы, применение, строение, химические свойства). Соли сероводородной кислоты: основные, амфотерные, кислотные (тиокислоты), гидролиз сульфидов.
88	Сульфиды, сероуглерод, полисульфиды. Сернистая и серная кислоты (строение, получение и применение, химические свойства, соли их химические свойства и применение).
89	Полисерные, тиосерные и пероксосерные кислоты, их строение, химические свойства, применение и получение.
90	Элементы VII - A главной подгруппы Прочность двухатомных молекул и их водородных соединений, особенности строения молекул галогенов (общая характеристика, строение и химические свойства). Фтор и его соединения. Фторид водорода.

91	Хлор, бром, иод, галогеноводороды. Химические свойства (окислительно-восстановительная активность). Окислительные свойства галогенов, получение галогенов. Галогеноводороды и их соли. Кислотные и восстановительные свойства.
92	Оксиды хлора. Строения оксидов хлора (I) и (IV), реакции диспропорционирования (строение хлорит- и хлорат- ионов), свойства.
93	Кислородные кислоты хлора, кислотная и окислительная активность кислот (реакции разложения).
94	Соли галогенкислородных кислот (реакции разложения, применение солей). Элементы VIII - А подгруппы.
95	Химия переходных элементов. Общие свойства d- элементов (атомный радиус d- элементов). Элементы подгруппы скандия характеристика, применение в промышленности, химические соединения.
96	Элементы подгруппы титана, их общая характеристика, применение в промышленности. Химические соединения, особенности получения редких элементов, соли поливалентных металлов (гидролиз). Элементы подгруппы ванадия. Определение химического состава сплавов редкоземельных элементов (способы перевода металлов в ионы).
97	Элементы подгруппы хрома общая характеристика, химические свойства хрома и его соединений (молибден, вольфрам, особенности их химических соединений). Оксиды и кислоты хрома. Хром, молибден, вольфрам применение в промышленности, сплавы на их основе.
98	Хром и его соединения, как окислители в химических реакциях (состав хромовой смеси). Соли дихромовой и хромовой кислот, особенности их поведения в щелочной и кислой средах.
99	Элементы подгруппы марганца общая характеристика, применение в промышленности, химические соединения (технеций, рений, особенности их химических соединений).
100	Марганец и его соединения, как окислители в химических реакциях (реакция разложения перманганата калия). Соли марганцовой и марганцовистой кислот, особенности их поведения в щелочной и кислой средах.
101	Марганец, его оксиды, основания, кислоты и соли. Применение марганца и его соединений в технике сплавы на их основе.
102	Элементы VIII - Б подгруппы. Семейство железа. Платиновые металлы. Общая характеристика элементов (электронное строение). Элементы семейства железа. Общая характеристика элементов железа, кобальта, никеля (электронное строение).
103	Химические свойства железа. Взаимодействие с кислотами и щелочами, процесс ржавления железа. Стали и чугуны. Химизм процесса выплавки.
104	Оксиды и гидроксиды железа. Сульфиды. Химические свойства. Соли железа II и III. Реакции на ионы железа. Получение комплексных солей железа. Применение соединений железа и его биологическое значение.
105	Платиновые металлы (химические свойства и применение). Элементы I - Б подгруппы. Медь, ее химические свойства, применение (сплавы на основе меди), природные соединения. Элементы I - Б подгруппы. Серебро, золото (химические свойства, применение, природные соединения).
106	Элементы II - Б подгруппы. Цинк, кадмий ртуть (химические свойства, применение, природные соединения).

6.3.2 Типовые тестовые задания

Не предусмотрено

6.3.3 Типовые практико-ориентированные задания (задачи, кейсы)

Семестр 1.

1. Элемент находится в четвертом периоде, VA группе. Определите порядковый номер элемента и составьте электронную формулу его атома. К какому семейству элементов он относится? Назовите его электронные аналоги.

2. Докажите, что для элементов IIA группы периодически повторяется электронная конфигурация валентных уровней.

3. Объясните строение молекулы аммиака на основе метода валентных связей

4. Рассчитайте изменение энтальпии в реакции горения сероводорода $\text{H}_2\text{S}(\text{г.}) + 1\frac{1}{2}\text{O}_2 = \text{H}_2\text{O}(\text{ж.}) + \text{SO}_2(\text{г.})$, если известно, что стандартные теплоты образования веществ для $\text{H}_2\text{S}(\text{г.})$, $\text{H}_2\text{O}(\text{ж.})$ и $\text{SO}_2(\text{г.})$ равны соответственно 20,17 кДж/моль, 286,0 кДж/моль, 297,0 кДж/моль. Запишите термохимическое уравнение реакции. Определите тип реакции: экзо- или эндотермическая.

5. Рассчитайте изменение свободной энергии Гиббса в реакции горения сероводорода $\text{H}_2\text{S}(\text{г.}) + 1\frac{1}{2}\text{O}_2 = \text{H}_2\text{O}(\text{ж.}) + \text{SO}_2(\text{г.})$, если известно, что изменения свободной энергии Гиббса образования веществ для $\text{H}_2\text{S}(\text{г.})$, $\text{H}_2\text{O}(\text{ж.})$ и $\text{SO}_2(\text{г.})$ равны соответственно 33,8 кДж/моль, 237,24 кДж/моль, 300,2 кДж/моль. Определите возможность самопроизвольного протекания данной реакции при стандартных условиях.

6. Какова скорость реакции превращения $\text{N}_2\text{O}_4 \Rightarrow 2\text{NO}_2$, при 127°C и давлении 480 мм рт.ст., если $k_0 = 1,9 \cdot 10$ в степени 11 с⁻¹, $E_A = 82$ кДж/моль.

7. Во сколько раз нужно уменьшить концентрацию оксида азота (II) в реакции: $2\text{NO} + \text{O}_2(\text{воздух}) \Rightarrow 2\text{NO}_2$, чтобы скорость реакции уменьшилась в 2 раза (н.у.).

8. Вычислить начальные концентрации молекулярного хлора и оксида углерода (II), а также константу равновесия, если равновесные концентрации: $[\text{Cl}_2] = 0,3$ моль/л; $[\text{CO}] = 0,2$ моль/л; $[\text{COCl}_2] = 1,5$ моль/л. $\text{CO} + \text{Cl}_2 \Rightarrow \text{COCl}_2$.

9. Какие массы нужно взять едкого кали и воды, чтобы приготовить 75 л 12%-ного раствора с плотностью = 1,1 г/мл. Определите его молярную концентрацию.

10. Определить, чему равны ионная сила раствора и активность ионов в 0,08M растворе CaCl_2 , содержащем, кроме того, 0,06M HCl .

11. Вычислить концентрацию ионов $[\text{H}^+]$ и степень диссоциации 0,1 M раствора гидроксида аммония, константа диссоциации которого $K_D = 1,75 \cdot 10$ в степени -5 при (25 °C).

12. Вычислить растворимость CaSO_4 . Во сколько раз увеличится растворимость CaSO_4 после добавления к 1 л насыщенного раствора 0,01 моль K_2SO_4 ?

13. Написать уравнения гидролиза, качественно определить pH раствора и определить тип гидролиза на примере солей ZnCl_2 , K_2SO_3 и Cr_2S_3 .

14. Рассчитать pH, константу и степень гидролиза 0,1 M раствора AgNO_3 .

15. Составить о.в.р., расставить коэффициенты методом полуреакций:

1. $\text{NaI} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) \rightarrow \text{I}_2 + \text{SO}_2 + \dots$
2. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cl}_2 + \dots$
3. $\text{KMnO}_4 + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{KNO}_3 + \dots$
4. $\text{KMnO}_4 + \text{HI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{MnSO}_4 + \dots$
5. $\text{MnO}_2 + \text{KBr} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Br}_2 + \text{MnSO}_4 + \dots$
6. $\text{KMnO}_4 + \text{K}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{S} + \text{MnSO}_4 + \dots$
7. $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{S} + \text{MnSO}_4 + \dots$
8. $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{MnSO}_4 + \dots$
9. $\text{MnO}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_6 + \text{MnSO}_4 + \dots$

Семестр 2.

1. Рассчитать ЭДС стандартного медно-цинкового гальванического элемента. Составить схему гальванического элемента, написать уравнения реакций, протекающих на катоде и аноде и суммарное уравнение этих процессов.

2. Можно ли перманганат-ионом окислить платину в кислой среде при стандартных условиях.

3. Написать уравнения реакций, соответствующие предложенным переходам. Расставить коэффициенты. Дать названия полученным веществам и указать классы неорганических соединений, к которым они относятся. Написать для окислительно-восстановительных реакций – полуреакции окисления и восстановления, для реакций, протекающих без изменения степеней окисления, – полные и сокращённые ионно-молекулярные уравнения:

$\text{FeS} \Rightarrow \text{FeCl}_2 \Rightarrow \text{Fe} \Rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \Rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \Rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$.

$\text{CrCl}_3 \Rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3 \Rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \Rightarrow \text{Cr} \Rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3 \Rightarrow \text{NaCrO}_2$

$\text{MnO}_2 \Rightarrow \text{MnSO}_4 \Rightarrow \text{Mn} \Rightarrow \text{Mn}_2\text{O}_3 \Rightarrow \text{Mn} \Rightarrow \text{MnCl}_2$.

$\text{S} \Rightarrow \text{SO}_2 \Rightarrow \text{SO}_3 \Rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 \Rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 \Rightarrow \text{BaSO}_4$.

$\text{HCl} \Rightarrow \text{MnCl}_2 \Rightarrow \text{Cl}_2 \Rightarrow \text{HClO} \Rightarrow \text{NaClO} \Rightarrow \text{NaClO}_2$.

$\text{P} \Rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \Rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \Rightarrow \text{Na}_2\text{HPO}_4 \Rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4 \Rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.

$\text{N}_2\text{O}_5 \Rightarrow \text{HNO}_3 \Rightarrow \text{C}$

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»

6.4.2 Форма проведения промежуточной аттестации по дисциплине

Устная ☒ Письменная ☒ Компьютерное тестирование ☐ Иная ☐

6.4.3 Особенности проведения промежуточной аттестации по дисциплине

- Возможность пользоваться Периодической таблицей элементов Д. И. Менделеева, справочными таблицами растворимости, констант диссоциации слабых электролитов, произведений растворимости, стандартных электродных потенциалов, стандартных термодинамических величин, калькулятором.

- Время на подготовку ответа на экзамене 45 минут.

7. УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ И ИНФОРМАЦИОННОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

7.1 Учебная литература

Автор	Заглавие	Издательство	Год издания	Ссылка
7.1.1 Основная учебная литература				
Скорик, Н. А., Борило, Л. П., Коротченко, Н. М.	Неорганическая химия: лабораторные, семинарские и практические занятия. Т.2	Томск: Издательский Дом Томского государственного университета	2018	http://www.iprbookshop.ru/109048.html
Скорик, Н. А., Борило, Л. П., Коротченко, Н. М.	Неорганическая химия: лабораторные, семинарские и практические занятия. Т.1	Томск: Издательский Дом Томского государственного университета	2018	http://www.iprbookshop.ru/109047.html
Чиканова, Е. С., Голованова, О. А.	Общая и неорганическая химия	Омск: Издательство Омского государственного университета	2021	https://www.iprbooks.hop.ru/120309.html
Пресс И. А.	Основы общей химии	Санкт-Петербург: ХИМИЗДАТ	2017	http://www.iprbookshop.ru/67353.html
Двуличанская Н. Н., Ермолаева В. И.	Общая и неорганическая химия : учебное пособие для технических вузов	Москва: МГТУ им. Н.Э. Баумана	2018	https://ibooks.ru/reading.php?short=1&productid=364010
7.1.2 Дополнительная учебная литература				
Л.П. Ардашева, А.Ю. Вахрушев, Т.Л. Луканина	Неорганическая химия [Текст] : методические указания к выполнению индивидуальных заданий	М-во науки и высшего образования, ВШТЭ СПбГУПТД. – 4 изд., испр. и доп. – СПб.: ВШТЭ СПбГУПТД	2019	http://nizrp.narod.ru/metod/kafobshineorgh/1569419150.pdf
Степина, И. В., Устинова, Ю. В., Никифорова, Т. П.	Строение атома	Москва: Московский государственный строительный университет, Ай Пи Эр Медиа, ЭБС АСВ	2016	http://www.iprbookshop.ru/46050.html
Ардашева, Л. П., Луканина, Т. Л., Михайлова, И. С.	Практикум по общей химии	Санкт-Петербург: Санкт -Петербургский государственный университет промышленных технологий и дизайна	2017	http://www.iprbookshop.ru/102548.html

Т. Л. Луканина, Л. П. Ардашева, А. Ю. Вахрушев	Общая и неорганическая химия. Общая химия в комплексной химической переработке древесины. Классификация неорганических соединений. Строение вещества. Растворы: учебное пособие. — 2-е изд., доп. и испр.	М-во науки и высшего образования РФ, С.-Петерб. гос. ун-т пром. технологий и дизайна, Высш. шк. технологии и энергетики. — Санкт-Петербург: ВШТЭ СПбГУПТД	2023	http://nizrp.narod.ru/metod/kafobshineorgh/131.pdf
Л.П. Ардашева, Т.Л. Луканина	Практикум по неорганической химии [Текст]: уч. пособие	М-во образования и науки РФ, ВШТЭ СПбГУПТД.-- СПб.: ВШТЭ СПбГУПТД	2018	http://nizrp.narod.ru/metod/kafobshineorgh/2018_09_24_01.pdf
Т. Л. Луканина	Общая и неорганическая химия. Координационные соединения в комплексной химической переработке: учебное пособие. — 3-е изд., доп. и испр.	М-во науки и высшего образования РФ, С.-Петерб. гос. ун-т пром. технологий и энергетики.-Санкт-Петербург: ВШТЭ СПбГУПТД	2021	http://nizrp.narod.ru/metod/kafobshineorgh/1642645580.pdf
Т. Л. Луканина, Л. П. Ардашева	Общая и неорганическая химия. Основные закономерности химических процессов. Окислительно-восстановительные превращения. Основы электрохимии: учебное пособие. — 4-ое изд., доп. и испр	СПб.: ВШТЭ СПбГУПТД	2024	https://nizrp.narod.ru/metod/kafobshineorgh/1715887055.pdf
А. Ю. Вахрушев, И. С. Михайлова, Т. Л. Луканина, Л. П. Ардашева	Защита металлов от коррозии: Практикум	М-во науки и высшего образования РФ, С.-Петерб. гос. ун-т пром. технологий и дизайна, Высш. шк. технологии и энергетики. — Санкт-Петербург: ВШТЭ СПбГУПТД	2024	http://nizrp.narod.ru/metod/kafobshineorgh/1709252282.pdf

7.2 Перечень профессиональных баз данных и информационно-справочных систем

Электронно-библиотечная система IPRbooks[Электронный ресурс]. URL: <http://www.iprbookshop.ru/>
 Электронная библиотека ВШТЭ СПб ГУПТД [Электронный ресурс]. URL: <http://nizrp.narod.ru>
 Электронно-библиотечная система «Айбукс» [Электронный ресурс]. URL: <https://www.ibooks.ru/>
 Информационная система «Единое окно доступа к образовательным ресурсам. Раздел. Химия» [Электронный ресурс]. URL: http://window.edu.ru/catalog/?p_rubr=2.2.74.7
 Реферативная и справочная база данных рецензируемой литературы Scopus [Электронный ресурс]. URL: <https://www.scopus.com>
 Библиотека Химического факультета МГУ [Электронный ресурс] URL: <http://www.chem.msu.ru/rus/library/welcome.html>

7.3 Перечень лицензионного и свободно распространяемого программного обеспечения

MicrosoftWindows 8
 MicrosoftOfficeProfessional 2013
 Microsoft: Office Standard 2016 Russian OLP NL AcademicEdition

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

Аудитория	Оснащение
-----------	-----------

Лекционная аудитория	Мультимедийное оборудование, специализированная мебель, доска
Б-211	Набор лабораторный для проведения работ по химии, рН/ НВ – метры, весы лабораторные, термостат, дистиллятор. Химическая лаборатория кафедры общей и неорганической химии с необходимыми реактивами и лабораторным оборудованием (пробирки, планшеты с набором реактивов, стандарттитры и прочее).