

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

Химия

Учебный план: ФГОС3++b270304Ц-1_23-14.plx

Кафедра: 11 Общей и неорганической химии

Направление подготовки:
(специальность) 27.03.04 Управление в технических системах

Профиль подготовки:
(специализация) Цифровые и интеллектуальные технологии автоматизации

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	34	75,75	0,25	4	Зачет
	РПД	34	75,75	0,25	4	
Итого	УП	34	75,75	0,25	4	
	РПД	34	75,75	0,25	4	

Рабочая программа дисциплины составлена в соответствии с федеральным государственным образовательным стандартом высшего образования по направлению подготовки 27.03.04 Управление в технических системах, утверждённым приказом Минобрнауки России от 31.07.2020 г. № 871

Составитель (и):

Кандидат химических наук, заведующий кафедрой

Ардашева Л.П.

От кафедры составителя:

Заведующий кафедрой общей и неорганической химии

Луканина Т.Л.

От выпускающей кафедры:

Заведующий кафедрой

Сидельников В.И.

Методический отдел:

Смирнова В.Г.

1 ВВЕДЕНИЕ К РАБОЧЕЙ ПРОГРАММЕ ДИСЦИПЛИНЫ

1.1 Цель дисциплины: Сформировать компетенции обучающегося в области теоретических основ химии, свойств основных классов неорганических веществ, закономерностей важнейших процессов в химических системах и, кроме того, формирование и развитие у студентов целостного естественнонаучного мировоззрения.

1.2 Задачи дисциплины:

- Изучение теоретических основ 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 естественнонаучной картины мира.

- Ознакомление студентов с историей и логикой развития химии и основных её открытий

1.3 Требования к предварительной подготовке обучающегося:

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

Математика

Физика

2 КОМПЕТЕНЦИИ ОБУЧАЮЩЕГОСЯ, ФОРМИРУЕМЫЕ В РЕЗУЛЬТАТЕ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ

ОПК-1: Способен анализировать задачи профессиональной деятельности на основе положений, законов и методов в области естественных наук и математики

Знать: основы строения вещества и взаимодействия веществ; законы и методы, используемые в области химии

Уметь: понимать сущность химических процессов и применять основные понятия и законы химии; использовать основные положения химии в области своей профессиональной деятельности.

Владеть: навыками использования знаний из области химии и понимания процессов, которые происходят в природе в профессиональной деятельности; методами описания химических процессов.

ОПК-2: Способен формулировать задачи профессиональной деятельности на основе знаний, профильных разделов математических и естественнонаучных дисциплин (модулей)

Знать: основные термины из общей и неорганической химии; теоретические основы и естественнонаучную сущность химических превращений в технологических процессах.

Уметь: составлять химические уравнения, характеризующие свойства элементов и соединений на их основе; использовать общие знания по химии при постановке профессиональных задач

Владеть: законами и методами описания химических процессов при решении задач; навыками использования химической терминологии, приемами работы с веществами при формулировании задач профессиональной деятельности.

3 РЕЗУЛЬТАТЫ ОБУЧЕНИЯ ПО ДИСЦИПЛИНЕ

Наименование и содержание разделов, тем и учебных занятий	Семестр (курс для ЗАО)	Контактная работа		СР (часы)	Инновац. формы занятий	Форма текущего контроля
		Лек. (часы)	Лаб. (часы)			
Раздел 1. Строение вещества	1					ДЗ,Л,З,К
Тема 1. Строение вещества. Основные сведения о строении атома (в ретроспективе). Квантово-механическая модель атома. Принцип минимума энергии. Принцип Паули. Правило Хунда. Правило Клечковского. Порядок заполнения электронных уровней.		2		6	ИЛ	
Тема 2. Периодический закон и периодическая система элементов Д.И.Менделеева. Валентные электроны. Заполняемость валентных уровней. Электронные аналоги. Энергия сродства к электрону и энергия ионизации. Атомные и ионные радиусы. Металлические и неметаллические свойства элементов. Относительная электроотрицательность по Полингу. Периодическое изменение кислотно-основных и окислительно-восстановительных соединений однопипных соединений. Лабораторная работа 1. Химические превращения веществ		2	2	5,75		
Тема 3. Химическая связь и строение молекул. Основные виды и характеристики химической связи (ковалентная, ионная, металлическая) и межмолекулярных взаимодействий. Энергетические и геометрические характеристики связи. Ковалентная связь и механизмы её образования. Полярность связи. Метод валентных связей. Гибридизация орбиталей и геометрия молекул.		2		7		

<p>Тема 4. Физические и химические явления. Химия как наука. Основные стехиометрические законы химии (сохранения массы и энергии, постоянства состава, кратных отношений, объёмных отношений, Авогадро, эквивалентов) Основные классы неорганических соединений (оксиды, кислоты, основания, амфолиты, соли). Номенклатура. Основные свойства.</p> <p>Лабораторная работа 2. Определение эквивалентной массы магния.</p> <p>Лабораторная работа 3. Простые вещества: металлы и неметаллы</p> <p>Лабораторная работа 4. Основные классы неорганических соединений. Оксиды. Основания</p> <p>Лабораторная работа 5. Основные классы неорганических соединений. Кислоты. Соли</p>	2	7	12		
<p>Раздел 2. Основные закономерности протекания химических процессов</p>					
<p>Тема 5. Общие закономерности химических процессов. Понятие о химической термодинамике. Термодинамические параметры. Состояние системы. Функции состояния системы. Внутренняя энергия. Закон сохранения энергии. Первое начало термодинамики. Понятие об энтальпии. Понятие о термохимии. Тепловой эффект химической реакции. Термохимические расчёты. Закон Гесса и следствие из него. Лабораторная работа 6. Тепловые эффекты химических реакций</p>	2	2	4	ИЛ	Л,З,ДЗ,Т
<p>Тема 6. Энтропия. Изобарно-изотермический потенциал, Свободная энергия Гиббса. Направленность химических процессов. Расчёты возможности самопроизвольного протекания процесса.</p>	2		5		

<p>Тема 7. Химическая кинетика. Гетерогенные и гомогенные системы. Скорость гомогенных реакций. Закон действующих масс. Константа скорости химической реакции. Зависимость скорости от температуры. Правило Вант-Гоффа. Энергия активации. Уравнение Аррениуса. Понятие об активированном комплексе Понятие о переходном состоянии. Катализ. Химическое равновесие. Константа равновесия. Смещение химического равновесия. Принцип Ле Шателье Лабораторная работа 7. Влияние концентрации реагирующих веществ на скорость химической реакции Лабораторная работа 8. Влияние катализатора на скорость химической реакции. Лабораторная работа 9. Влияние различных факторов на состояние химического равновесия</p>	3	6	7		
<p>Тема 8. Растворы. Водные растворы. Способы выражения концентраций растворов (молярная, нормальная, массовая доля растворённого вещества) и взаимосвязь между ними. Теория электролитической диссоциации. Слабые и сильные электролиты. Ступенчатая диссоциация. Степень и константа диссоциации. Диссоциация кислот, солей и оснований в водных растворах. Лабораторная работа 10. Ионное равновесие в растворах кислот и оснований. Лабораторная работа 11. Растворы электролитов и их свойства</p>	4	4	5		
<p>Тема 9. Равновесия в растворах электролитов. Ионное произведение воды. рН и рОН. Понятие об индикаторах. Гидролиз солей. Типы гидролиза в зависимости от природы соли. Произведение растворимости. Лабораторная работа 12. Гидролиз солей. Лабораторная работа 13. Растворимость электролита в присутствии одноименных ионов. Растворимость малорастворимых электролитов</p>	4	5	8		
<p>Раздел 3. Окислительно-восстановительные процессы</p>					Л,З,ДЗ

Тема 10. Окисление и восстановление. Окислители и восстановители. Методы составления уравнений окислительно-восстановительных реакций (электронный и ионно-электронный балансы). Действие кислот и щелочей на металлы. Лабораторная работа 14. Окислительно-восстановительные свойства простых веществ Лабораторная работа 15. Окислительно-восстановительная двойственность соединений.	3	4	6		
Тема 11. Электрохимические процессы. Электродный потенциал. Ряд стандартных электродных потенциалов. Гальванический элемент. Электродвижущая сила гальванического элемента. Расчёты ЭДС. Лабораторная работа 16. Определение электродного потенциала с разной концентрацией потенциалопределяющих ионов.	4	2	4		
Тема 12. Электрохимические процессы в технике. Коррозия металлов. Методы защиты от коррозии. Аккумуляторы. Электролиз расплавов и водных растворов. Инертные и активные электроды. Законы электролиза. Электролитическое получение и рафинирование металлов. Лабораторная работа 17. Защита металлов от коррозии.	4	2	6	ИЛ	
Итого в семестре (на курсе для ЗАО)	34	34	75,75		
Консультации и промежуточная аттестация (Зачет)	0,25				
Всего контактная работа и СР по дисциплине	68,25		75,75		

4 КУРСОВОЕ ПРОЕКТИРОВАНИЕ

Курсовое проектирование учебным планом не предусмотрено

5. ФОНД ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ ДЛЯ ПРОВЕДЕНИЯ ПРОМЕЖУТОЧНОЙ АТТЕСТАЦИИ

5.1 Описание показателей, критериев и системы оценивания результатов обучения

5.1.1 Показатели оценивания

Код компетенции	Показатели оценивания результатов обучения	Наименование оценочного средства
ОПК-1	1. Излагает базовые химические законы и имеет представление о химических явлениях. 2. Демонстрирует применение базовых химических законов к решению задач. 3. Умеет связать строение вещества с химическими свойствами атомов и молекул, а также с химическими свойствами различных соединений.	1. Вопросы устного собеседования 2. Практико-ориентированные задания
ОПК-2	1. Понимает связь строения атома с природой химической связи.	1. Вопросы устного собеседования

	<p>2. Использует теоретические знания по химии для решения практических задач.</p> <p>3. Может определить характер среды и возможность протекания химических реакций при заданных термодинамических условиях, пользуясь справочными данными.</p> <p>4. Умеет пользоваться любыми видами информационных источников.</p>	<p>2. Практико-ориентированные задания</p>
--	--	--

5.1.2 Система и критерии оценивания

Шкала оценивания	Критерии оценивания сформированности компетенций	
	Устное собеседование	Письменная работа
Зачтено	На устном собеседовании обучающийся показывает всестороннее и глубокое знание основных законов химии, свободно ориентируется в основных понятиях, терминах и определениях; усвоил основную и знаком с дополнительной литературой; может объяснить взаимосвязь основных химических законов и их значение для последующей профессиональной деятельности; проявляет творческие способности 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.
Не зачтено	Обучающийся не имеет достаточного уровня знания дисциплины; не может сформулировать основные законы химии; плохо ориентируется в основных понятиях и определениях; плохо знаком с основной литературой; допускает при ответе на зачете существенные ошибки и не может устранить их даже под руководством преподавателя.	Обучающийся не может проанализировать условие задачи, наметить план ее решения плохо ориентируется в химических величинах, не владеет математическим аппаратом.

5.2 Типовые контрольные задания или иные материалы, необходимые для оценки знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности

5.2.1 Перечень контрольных вопросов

№ п/п	Формулировки вопросов
Семестр 1	
1	Теория гибридизации. Виды гибридизации. Связь геометрии молекул с типом гибридизации. Примеры молекул с различными типами гибридизации.
2	Ионная связь. Общая характеристика. Область применения. Примеры веществ с ионным типом связи.
3	Металлическая связь. Общая характеристика. Зонная теория кристаллов
4	Водородная связь. Общая характеристика. Влияние водородной связи на свойства веществ. Межмолекулярная и внутримолекулярная водородная связь. Примеры.
5	Межмолекулярные взаимодействия (силы Ван-дер-Ваальса). Общая характеристика. Виды. Влияние на свойства веществ.
6	Предмет и задачи химии. Вещество и поле – две формы существования материи. Физические и химические явления.
7	Основные законы и понятия химии: законы сохранения массы и энергии, закон постоянства состава и закон кратных отношений (бертоллиды и дальтониды), закон объёмных отношений и закон Авогадро. Моль, количество вещества.
8	Закон эквивалентов. Эквивалент и эквивалентная масса элемента, простого и сложного вещества в обменных и окислительно-восстановительных реакциях.
9	Классы неорганических соединений на примере солей. Средние, кислые, основные. Свойства, примеры реакций, графические формулы
10	Предмет химической термодинамики и цели ее изучения. Первое начало термодинамики. Функции состояния и функции процесса.
11	Внутренняя энергия и ее изменение в химической реакции. Тепловые эффекты в изохорном и изобарном процессах. Понятие энтальпии. Виды энтальпии. Понятие о экзо- и эндотермических процессах.

12	Закон Гесса. Следствия из закона Гесса. Термохимические уравнения. Расчет тепловых эффектов химических реакций с использованием стандартной энтальпии образования вещества. Примеры расчетов.
13	Второе начало термодинамики. Энтропия. Микро- и макросостояния системы. Термодинамическая вероятность системы. Расчет изменения энтропии для химической реакции. Привести примеры расчетов
14	Направление химического процесса. Характер изменения энергии Гиббса как критерий термодинамической возможности самопроизвольного процесса (или невозможности). Привести примеры расчетов.
15	Предмет химической кинетики и цели ее изучения. Скорость химической реакции (средняя и истинная). Закон действующих масс – основной постулат химической кинетики. Физический смысл константы скорости.
16	Влияние температуры на скорость химической реакции. Правило Вант-Гоффа. Уравнение Аррениуса. Энергия активации. Её физический смысл. Способы активации молекул.
17	Константа равновесия химической реакции. Её физический смысл. Зависимость константы равновесия от температуры. Связь константы равновесия с изменением свободной энергии Гиббса. Расчёты.
18	Гомогенные и гетерогенные химические реакции. Выражения для константы равновесия.
19	Принцип Ле-Шателье. Влияние изменения концентрации, давления и температуры на сдвиг химического равновесия. Примеры.
20	Растворы. Виды растворов. Жидкие растворы. Процесс растворения с точки зрения термодинамики. Водные и неводные растворы.
21	Коллигативные свойства растворов неэлектролитов и электролитов (давление насыщенного пара над раствором, осмотическое давление, понижение температуры замерзания и повышение температуры кипения растворов).
22	Количественная характеристика состава раствора – концентрация. Физический смысл. Виды концентраций. Взаимосвязь между ними. Области использования.
23	Слабые электролиты. Степень диссоциации и константа диссоциации $K_{дисс}$. – характеристики слабого электролита. Расчет степени диссоциации и $K_{дисс}$ из измерений электропроводности. Их физический смысл.
24	Кислоты, соли, основания с точки зрения теории электролитической диссоциации. Общие свойства. Уравнения диссоциации в водных растворах.
25	Ионное произведение воды. Его физический смысл. Водородный показатель pH. И гидроксильный показатель pOH. Расчет pH для электролитов различной симметрии. Примеры
26	Сильные электролиты. Понятие об активности раствора электролита. Физический смысл коэффициента активности. Примеры расчета активности
27	Гидролиз. Степень и константа гидролиза. Влияние различных факторов на равновесие процесса гидролиза. Примеры
28	Гетерогенные равновесия в растворах электролитов. Произведение растворимости. Расчёт концентраций ионов в насыщенных растворах малорастворимых электролитов
29	Определение окислительно-восстановительной реакции. Типы окислительно-восстановительных реакций. Сравнение понятий "степень окисления" и "валентность"
30	Основные окислители и восстановители. Примеры реакций с их участием.
31	Действие кислот и щелочей на металлы. Основные особенности
32	Метод электронно-ионных полуреакций. Правила уравнивания окислительно-восстановительной реакции в растворе. Примеры
33	Механизм возникновения двойного электрического слоя и скачка потенциала на границе раздела металл-раствор электролита. Равновесный электродный потенциал. Уравнение Нернста. Анализ уравнения.
34	Электродвижущая сила гальванического элемента и работа гальванического элемента. Расчёт ЭДС.
35	Стандартный водородный электрод. Водородная шкала потенциалов.
36	Электроды I рода (условное обозначение, равновесная электродная реакция, выражение для потенциала). Примеры.
37	Ряд стандартных электродных потенциалов. Экспериментальное определение стандартного потенциала. Использование стандартных электродных потенциалов для определения направления химических и электрохимических процессов. Примеры.
38	Коррозия металлов. Виды коррозии. Электрохимическая коррозия. Химическая коррозия. Примеры.
39	Методы защиты от коррозии. Примеры.
40	Электролиз расплавов и водных растворов электролитов. Инертные и активные электроды. Законы электролиза
41	Аккумуляторы. Кислотные и щелочные. Литий-ионные. Принцип работы. Применение на практике.
42	Практическое применение электролиза. Электролитическое рафинирование металлов, гальванопластика, электрохимическая полировка и др.
43	Химический элемент. Типы классификации химических элементов. Структурная организация вещества.

44	Атомистическая теория. Становление современной теории строения атома (теории Дальтона, Томсона, Резерфорда)
45	Строение атома водорода по Н.Бору. Постулаты Бора. Недостатки теории.
46	Корпускулярно-волновой дуализм электрона. Идеи Планка, де Бройля, уравнение Шредингера, принцип неопределённости Гейзенберга.
47	Современные представления о строении атома. Квантово-механическая модель строения атома. Понятие электронного облака. Квантовые числа. Правила заполнения атомных орбиталей электронами: принцип минимума энергии, правило Хунда, правило Клечковского, принцип Паули.
48	Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И.Менделеева. Периодическая таблица как графическое представление периодического закона элементов.
49	Металлы. Общая характеристика.
50	s- и p-металлы. Общая характеристика
51	d-металлы общая характеристика.
52	Химическая связь. Общие представления (энергетические и геометрические характеристики связи). Типы химической связи (ковалентная, ионная, металлическая) – определения. Примеры соединений с рассматриваемыми типами связей.
53	Ковалентная полярная и неполярная связь. Механизмы образования (донорно-акцепторный и обменный).
54	Метод валентных связей. Основные положения. Достоинства и недостатки. Область применения. Другие теории описания ковалентной связи.

5.2.2 Типовые тестовые задания

Не предусмотрено

5.2.3 Типовые практико-ориентированные задания (задачи, кейсы)

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. При пропускании сероводорода через бромную воду объемом 50 мл выпал осадок серы массой 0,189 г. Определите молярную концентрацию брома в растворе бромной воды, если выход серы составил 90%.5

5. 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.

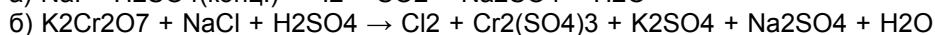
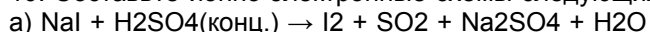
6. Рассчитайте изменение свободной энергии Гиббса в реакции горения сероводорода $\text{H}_2\text{S}(\text{г.}) + 1\frac{1}{2}\text{O}_2 = \text{H}_2\text{O}(\text{ж.}) + \text{SO}_2(\text{г.})$, если известно, что стандартные изменения свободной энергии Гиббса образования веществ для $\text{H}_2\text{S}(\text{г.})$, $\text{H}_2\text{O}(\text{ж.})$ 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.

7. 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.

8. Сколько по массе нужно взять едкого кали и воды, чтобы приготовить 75 л 12%-го раствора с плотностью = 1,1 г/мл. Определите его молярную концентрацию.

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

10. Составьте ионно-электронные схемы следующих о.в.р.:



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

5.3 Методические материалы, определяющие процедуры оценивания знаний, умений, владений (навыков и (или) практического опыта деятельности)

5.3.1 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»

5.3.2 Форма проведения промежуточной аттестации по дисциплине

Устная Письменная Компьютерное тестирование Иная

5.3.3 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 зачете 45 минут.

6. УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ И ИНФОРМАЦИОННОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

6.1 Учебная литература

Автор	Заглавие	Издательство	Год издания	Ссылка
6.1.1 Основная учебная литература				
Барковский, Е. В., Ткачев, С. В., Петрушенко, Л. Г.	Общая химия	Минск: Вышэйшая школа	2013	http://www.iprbooks.hop.ru/35509.html
Пресс И. А.	Основы общей химии	Санкт-Петербург: ХИМИЗДАТ	2017	http://www.iprbooks.hop.ru/67353.html
6.1.2 Дополнительная учебная литература				
Пресс, И. А.	Химия	Санкт-Петербург: Национальный минерально-сырьевой университет «Горный»	2014	http://www.iprbooks.hop.ru/71710.html
Т.Л. Луканина [и др.]	Общая химия [Текст] Ч.1. : учебно-методическое пособие	М-во образования и науки РФ, СПбГТУРП. – СПб.: СПбГТУРП	2005	http://nizrp.narod.ru/obshchen41.htm
Л. П. Ардашева, А. Ю. Вахрушев, Т.Л.Луканина, И. С. Михайлова	Химия. Индивидуальные задания: учебно-методическое пособие для студентов I курса нехимических специальностей. — 3-е изд., доп. и испр.	М-во науки и высшего образования РФ, С.-Петербург. гос. ун-т пром. технологий и дизайна, Вышш.шк. технологии и энергетики. —Санкт-Петербург: ВШТЭ СПбГУПТД	2022	http://nizrp.narod.ru/metod/kafobshineorgh/1663382435.pdf
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.iprbooks.hop.ru/102548.html
Т. Л. Луканина, И. С. Михайлова, Л. П. Ардашева, А. Ю. Вахрушев	Химия. (Основы химии для самостоятельного изучения): учеб. пособие	М-во науки и высшего образования РФ, С.-Петербург. гос. ун-т пром. технологий и дизайна, Вышш. шк. технологии и энергетики. - Санкт-Петербург : ВШТЭ СПбГУПТД	2020	http://nizrp.narod.ru/metod/kafobshineorgh/1600205290.pdf

6.2 Перечень профессиональных баз данных и информационно-справочных систем

Электронно-библиотечная система IPRbooks [Электронный ресурс]. URL: <http://www.iprbookshop.ru/>
 Электронно-библиотечная система «Айбукс» [Электронный ресурс]. URL: <https://www.ibooks.ru/>
 Электронная библиотека ВШТЭ СПб ГУПТД [Электронный ресурс]. URL: <http://nizrp.narod.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>

6.3 Перечень лицензионного и свободно распространяемого программного обеспечения

MicrosoftWindows 8

MicrosoftOfficeProfessional 2013

6.4 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).