Автономная некоммерческая организация высшего образования

"Современный технический университет"

УТВЕРЖДАЮ
Ректор
_____А.Г. Ширяев
_____ 2025 г.

Химия

рабочая программа дисциплины (модуля)

Закреплена за кафедрой **Гуманитарных и естественнонаучных дисциплин**

Учебный план z13.03.01_ заоч 2025.plx
13.03.01 Теплоэнергетика и теплотехника

Квалификация **Бакалавр**

Форма обучения **заочная**

Общая трудоемкость **4 ЗЕТ**

Часов по учебному плану 144
в том числе:
аудиторные занятия 12
самостоятельная работа 122
часов на контроль 10

Виды контроля в семестрах:
экзамены 1

Распределение часов дисциплины по семестрам

Семестр (<Курс>.<Семестр на курсе>)	**1 (1.1)**		Итого	
Недель	13 5/6			
Вид занятий	УП	РП	УП	РП
Лекции	4	4	4	4
Лабораторные	4	4	4	4
Практические	4	4	4	4
Итого ауд.	12	12	12	12
Контактная работа	12	12	12	12
Сам. работа	122	122	122	122
Часы на контроль	10	10	10	10
Итого	144	144	144	144

Программу составил(и):
к.ф.-м.н., проф., Ширяев А.Г.

Рабочая программа дисциплины
Химия

разработана в соответствии с ФГОС ВО:
Федеральный государственный образовательный стандарт высшего образования - бакалавриат по направлению подготовки 13.03.01 Теплоэнергетика и теплотехника (приказ Минобрнауки России от 28.02.2018 г. № 143)

составлена на основании учебного плана:
13.03.01 Теплоэнергетика и теплотехника
утвержденного учёным советом вуза от 28.06.2025 протокол № 6.

Рабочая программа одобрена на заседании кафедры
Гуманитарных и естественнонаучных дисциплин

Протокол от 28.06.2025г. № 6
Срок действия программы: 2025-2030 уч.г.
Зав. кафедрой к.п.н., доц. Кувшинкова А.Д.

1. ЦЕЛИ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)	
1.1	Опираясь на полученные в средней школе химические знания, программа предусматривает дальнейшее углубление современных представлений в области химии, без знаний основ которой невозможна подготовка бакалавра. Знать задачи профессиональной деятельности на основе использования теоретических и практических основ естественных и технических наук. Научиться принимать решения в профессиональной сфере.

2. МЕСТО ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ) В СТРУКТУРЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЙ ПРОГРАММЫ	
Цикл (раздел) ОП:	Б1.О
2.1	**Требования к предварительной подготовке обучающегося:**
2.1.1	Химия в объеме средней школы
2.2	**Дисциплины (модули) и практики, для которых освоение данной дисциплины (модуля) необходимо как предшествующее:**
2.2.1	Подготовка к процедуре защиты и защита выпускной квалификационной работы
2.2.2	Производственная практика: преддипломная практика
2.2.3	Материаловедение и технология конструкционных материалов

3. КОМПЕТЕНЦИИ ОБУЧАЮЩЕГОСЯ, ФОРМИРУЕМЫЕ В РЕЗУЛЬТАТЕ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

ОПК-2: Способен разрабатывать алгоритмы и компьютерные программы, пригодные для практического применения

Индикатор достижения компетенции

ОПК-2.3: Демонстрирует понимание химических процессов и применяет основные законы химии

ОПК-6 : Способен проводить измерения электрических и неэлектрических величин на объектах теплоэнергетики и теплотехники

Индикатор достижения компетенции

ОПК-6 .2: Способен проводить измерения неэлектрических величин на объектах теплоэнергетики и теплотехники

В результате освоения дисциплины (модуля) обучающийся должен

3.1	**Знать:**
3.1.1	Химические закономерности и основные законы химии ОПК 2.3
3.2	**Уметь:**
3.2.1	Применять химические процессы и основные законы химии ОПК-2.3

4. СТРУКТУРА И СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

Код занятия	Наименование разделов и тем /вид занятия/	Семестр / Курс	Часов	Компетен-ции	Литература	Инте ракт.	Примечание
	Раздел 1. Химия как наука						
1.1	Тема 1. Задачи, стоящие перед химической наукой Задачи, стоящие перед химической наукой. Необходимость творческого отношения к познанию. Место химии в ряду наук о природе, ее связь с другими науками. Использование знаний химии в профессиональной деятельности, для теоретических и экспериментальных исследований. Развитие «пограничных» наук. Основные химические понятия и законы. Эквивалент, закон эквивалентов. /Лек/	1	1	ОПК-2.3	Л1.1 Л1.2Л2.1 Э1	0	
1.2	Концентрация растворов /Лаб/	1	2	ОПК-2.3	Л1.1 Л1.2Л2.1Л3.2 Э1	0	

1.3	Весы и взвешивание /Пр/	1	1	ОПК-2.3	Л1.1 Л1.2Л2.1Л3.2 Э1	0	
1.4	Весы и взвешивание /Ср/	1	16	ОПК-2.3	Л1.1 Л1.2Л2.1Л3.1 Э1	0	
	Раздел 2. Реакционная способность веществ						
2.1	Тема 1. Электронное строение атома Квантово-механическая модель строения атома. Изотопы, изобары, изотоны. Модель Резерфорда и ее недостатки. Постулаты Бора. Недостатки теории Бора. Двойственная природа электрона. Уравнение Де-Бройля. Принцип неопределенности Гейзенберга. Волновое уравнение Шредингера и результаты его решения для атома водорода и водородоподобных атомов. Электронная оболочка атома. Квантовые числа и их физический смысл. Энергетические состояния электрона в атоме. Принцип Паули. Правило Хунда. Правило наименьшей энергии (правило Клечковского). Тема 2. Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева и ее значение Периодическая система Д.И. Менделеева и изменение свойств элементов и их соединений. S- , p- , d-, f- элементы, особенности электронного строения их атомов. Окислительно-восстановительные свойства элементов. Радиусы атомов (ионов), энергия ионизации, энергия сродства к электрону, электроотрицательность. Изменение этих величин по периодам и группам. Электронные формулы /Лек/	1	1	ОПК-2.3	Л1.1 Л1.2Л2.1 Э1	0	
2.2	Строение атомов и ионов /Пр/	1	1	ОПК-2.3	Л1.1 Л1.2Л2.1Л3.1 Э1	0	
2.3	Классификация неорганических соединений Определение эквивалентных масс простых и сложных веществ /Ср/	1	4	ОПК-2.3	Л1.1 Л1.2Л2.1Л3.1 Э1	0	

2.4	Тема 4. Комплементарность Строение комплексных соединений. Теория А. Вернера. Понятие о комплексообразователе, лигандах, внутренней и внешней координационных сферах. Получение комплексных соединений. Диссоциация комплексных соединений. Понятие о константе устойчивости. Координационное число. Типы комплексных соединений. Реакции с участием комплексных соединений. Классификация комплексных соединений. Природа химической связи в комплексных соединениях. Тема 5. Типы взаимодействия молекул Основные типы взаимодействия молекул. Силы межмолекулярного и внутримолекулярного взаимодействия. Водородная связь. Влияние водородной связи на свойства веществ. Донорно-акцепторное взаимодействие молекул. Электрическая природа сил межмолекулярного взаимодействия. Особенности строения веществ в газообразном, жидком и твердом состоянии. Жидкие кристаллы. Понятие о теории кристаллического поля. Типы кристаллических решеток. Фазовые переходы. Химическая связь и межмолекулярное взаимодействие в полупроводниках и диэлектриках. /Лек/	1	1	ОПК-2.3	Л1.1 Л1.2Л2.1 Э1	0	
2.5	Распознавание неорганических веществ /Лаб/	1	2	ОПК-2.3	Л1.1 Л1.2Л2.1Л3.2 Э1	0	
2.6	Определение формулы вещества /Пр/	1	2	ОПК-2.3	Л1.1 Л1.2Л2.1 Э1	0	
2.7	Определение формулы вещества /Ср/	1	12	ОПК-2.3	Л1.1 Л1.2Л2.1Л3.1 Э1	0	
	Раздел 3. Элементы химической термодинамики						

3.1	Тема 1. Энергетические эффекты химических реакций Внутренняя энергия и энтальпия. Термохимические законы и уравнения. Энтальпия образования химических соединений. Энергетические эффекты при фазовых переходах. Термохимические расчеты. Энтропия и ее изменения при химических процессах и фазовых переходах. Энергия Гиббса и ее изменение при химических процессах. Условия самопроизвольного протекания химических реакций. Тема 2. Химическая кинетика Предмет химической кинетики и ее значение. Основные понятия: система, компонент, фаза, гомо- и гетерогенные реакции. Скорость гомогенных и гетерогенных химических реакций. Факторы, влияющие на скорость химической реакции: природа реагирующих веществ и растворители, концентрация, температура, наличие в системе катализаторов. Теория активных столкновений. Энергия активации. Уравнение Аррениуса. Молекулярность и порядок реакции. Физические методы ускорения химических реакций. Тема 3. Химическое и фазовое равновесие Обратимые реакции. Подвижное химическое равновесие. Х /Лек/	1	1	ОПК-2.3	Л1.1 Л1.2Л2.1 Э1	0	
3.2	Комплексные соединения Энергетика химических процессов /Ср/	1	14	ОПК-2.3	Л1.1 Л1.2Л2.1Л3.1 Э1	0	
	Раздел 4. Химические системы						
4.1	Кинетика и равновесие химических реакций Получение и свойства дисперсных систем Приготовление растворов соли заданной концентрации /Ср/	1	12	ОПК-2.3	Л1.1 Л1.2Л2.1Л3.1 Э1	0	
4.2	Водородный показатель Гидролиз солей Окислительно-восстановительные реакции Ряд напряжений металлов. Гальванический элемент /Ср/	1	16	ОПК-2.3	Л1.1 Л1.2Л2.1Л3.1 Э1	0	
4.3	Электролиз Соединения s-элементов I и II групп /Ср/	1	16	ОПК-2.3	Л1.1 Л1.2Л2.1Л3.1 Э1	0	
	Раздел 5. Химия элементов и их соединений						
5.1	Алюминий. Соединения бора и алюминия /Ср/	1	16	ОПК-2.3	Л1.1 Л1.2Л2.1Л3.1 Э1	0	
	Раздел 6. Элементы органической химии						

6.1	Углерод и кремний Реакции обнаружения катионов и анионов в растворе /Ср/	1	16	ОПК-2.3	Л1.1 Л1.2Л2.1Л3. 1 Э1	0	
6.2	/Экзамен/	1	10	ОПК-2.3	Л1.1 Л1.2Л2.1 Э1	0	

5. ФОНД ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ

5.1. Вопросы к промежуточной аттестации

1. Основные химические понятия и законы химии (атом, молекула, атомная и молекулярная масса, валентность, эквивалент, моль). ОПК-2.3
2. Эквивалент и эквивалентная масса. Эквиваленты простых и сложных веществ. ОПК-2.3
3. Основные сведения о строении атомов. Состав атомных ядер. Изотопы. Изобары. ОПК-2.3
4. Строение атома. Понятие об электронном облаке и орбитали. Квантовые числа и их взаимосвязь. ОПК-2.3
5. Формы орбиталей и порядок заполнения их электронами. Правило Гунда, принцип Паули. ОПК-2.3
6. Электронные и атомнографические формулы. Нормальное и возбужденное состояние атомов. Причины переменной валентности атомов. ОПК-2.3
7. Периодический закон и периодическая система Д.И. Менделеева. Структура периодической системы элементов в свете современной теории строения атомов (период, группа, №-группы, порядковый номер элементов, электронные аналоги). ОПК-2.3
8. Периодическое изменение свойств химических элементов (атомные и ионные радиусы, энергия ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность, окислительно-восстановительные свойства) и их принципы. ОПК-2.3
9. Химическая связь ее количественные характеристики (длина, энергия, направленность, насыщаемость, кратность связи, сигма- и пи- связи). Сущность метода валентных связей (ВС). Основные виды химической связи по методу ВС. ОПК -2.3
10. Ковалентная связь и ее природа. Полярная и неполярная ковалентная связь. Дипольный момент. ОПК-2.3
11. Ионная связь, ее природа. Условия образования ионных молекул. Электроотрицательность. ОПК-2.3
12. Донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи. Образование комплексных соединений. ОПК-2.3
13. Гибридизация ковалентной связи и строение молекул CH_4, $BeCl_2$, BCl_3. ОПК-2.3
14. Понятие о водородной и металлической связи. ОПК-2.3
15. Комплексные соединения, их образование и состав. Комплексные соединения катионного и анионного типа. Строение и химическая связь в комплексных соединениях. ОПК-2.3
16. Устойчивость комплексных соединений. Константа нестойкости (Кн). Отличие комплексных соединений от двойных солей. ОПК-2.3
17. Энергетические эффекты химических реакций. Внутренняя энергия и энтальпия. Термохимические расчеты. Закон Гесса. ОПК-2.3
18. Энтропия и ее изменение при химических процессах. Энергия Гиббса. Направленность химических реакций, возможность их осуществления. ОПК-2.3
19. Скорость химических реакций. Гомогенные и гетерогенные реакции. Факторы, влияющие на скорость химических реакций. Энергия активации, закон действия масс. Правило Вант-Гоффа. ОПК-2.3
20. Обратимые и необратимые химические реакции. Химическое равновесие. Константа химического равновесия. Факторы, влияющие на смещение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье. ОПК-2.3
21. Понятие о растворах. Способы выражения концентрации. Растворимость. Химическая природа растворов. ОПК-2.3
22. Особенности воды как растворителя. Электролитическая диссоциация. Слабые и сильные электролиты. Константы диссоциации. ОПК-2.3
23. Ионные реакции. Условия их протекания. Ионно-молекулярное уравнение. Электролитическая диссоциация воды. Водородный показатель. Гидролиз солей. ОПК-2.3
24. Окислительно-восстановительные реакции. Степень окисления и валентность. Типичные окислители и восстановители. Классификация окислительно-восстановительных процессов (межмолекулярные, внутримолекулярные, самоокисления - самовосстановления). ОПК-2.3
25. Методы уравнивания окислительно-восстановительных реакций. ОПК-2.3
26. Металлы. Нахождение в природе. Основные способы получения металлов. Получение металлов высокой чистоты. ОПК-2.3
27. Физические и химические свойства металлов. Отношение металлов к воде, кислотам и щелочам. ОПК-2.3
28. Понятие об электродном потенциале. Водородный электрод. Стандартные электродные потенциалы, ряд напряжений металлов и выводы вытекающие из него. Уравнение Нернста. ОПК-2.3
29. Гальванические элементы. Принцип действия гальванического элемента. Анодное окисление и катодное восстановление. ЭДС гальванического элемента. Концентрационные гальванические элементы. ОПК-2.3
30. Виды гальванических элементов: первичные и вторичные. Аккумуляторы и принцип их действия. ОПК-2.3
31. Коррозия металлов и основные виды ее (Химическая и электрохимическая). Примеры. ОПК-2.3
32. Электрохимическая коррозия, условия и причины ее возникновения. Примеры. ОПК-2.3
33. Методы защиты металлов от коррозии: защитные покрытия, электрохимические методы (протекторная, катодная и анодная защита). Изменение свойств коррозийной среды; ингибиторы коррозии. Экономическое значение защиты

металлов от коррозии. ОПК-2.3
34. Электролиз. Последовательность электродных процессов. Выход по току. Электролиз с растворимыми и нерастворимыми анодами. ОПК-2.3
35. Электролиз расплавов и растворов. Потенциал разложения. Законы Фарадея. Последовательность осаждения металлов из смешанного электролита. ОПК-2.3
36. Практическое применение электролиза: получение и рафинирование металлов. Получение водорода, кислорода и других продуктов. ОПК-2.3
37. Легкие конструкционные металлы: магний, бериллий, алюминий, титан. Электронное строение их. Физические и химические свойства, получение. Использование в технике. м
38. Тяжелые конструкционные металлы: железо, кобальт, никель, медь. Строение атомов. Физические и химические свойства. ОПК-2.3
39. Инструментальные и абразивные. Бор, бориды. Углерод и его аллотропные формы - графит, алмаз. Карбиды; использование карбидов в технике. ОПК-2.3
40. Полупроводниковые материалы: кремний, германий, сурьма, висмут. Строение их атомов. Физические и химические свойства. Практическое значение их. ОПК-2.3

5.2. Текущий контроль и контроль СРС

ПРИМЕРНЫЕ КОНТРОЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ ПО ВАРИАНТАМ

Вариант №1
1. Указать тип связи в молекулах NH3, CaCl2, Al2O3, BaS. Какие электроны принимают участие в образовании связей, имеет ли место гибридизация (какая) - связь? Покажите направление перекрывания электронных облаков. Какова форма молекул?
2. Вычислите, при какой температуре начнется диссоциация пентахлорида фосфора, протекающая по уравнению: PCl5(г) = PC13(г) + Cl2(г); H = +92,59 кДж.
3. Константа равновесия гомогенной системы N2 + 3H2 ↔ 2NH3 при некоторой температуре равна 0,1. Равновесные концентрации водорода и аммиака соответственно равны 0,2 и 0,08 моль/л. Вычислите равновесную и исходную концентрации азота.
4. Составьте схему, напишите электронные уравнения электродных процессов и вычислите ЭДС гальванического эле¬мента, состоящего из свинцовой и магниевой пластин, опущенных в растворы своих солей с концентрацией CM Pb2+ = CM Mg2+= 0.1 моль/л. E0 Pb2+/Pb =-0,127 B, E0 Mn2+/Mn = -1,18 B.
5. Для следующих уравнений подобрать коэффициенты:
1) методом электронного баланса (1,2,3)
2) методом полуреакций (4,5)
Укажите окислитель и восстановитель.
MnO2 + O2 + KOH K2MnO4 + H2O
K2SnO3 + Br2 + KOH K2SnO4 + KBr + H2O
H3AsO3 + KMnO4 +KOH K3AsO4 +K2MnO4 + H2O
H3AsO3 + KMnO4 + H2SO4 H3AsO4 +K2SO4 + MnSO4 + H2O
K2Cr2O7 + KJ + H2SO4 → Cr2(SO4)3 + K2SO4 + J2 + H2O
6. Электролиз раствора нитрата серебра проводили при силе тока 2 А в течение 4 ч. Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на электродах. Какая масса серебра выделилась на катоде и каков объем газа (н.у.), выде-лившегося на аноде?

Вариант №2
1. Указать тип связи в молекулах H2O, NH3, N2H4, N2. Какие электроны принимают участие в образовании связей, имеет ли место гибридизация (какая) - связь? Покажите направление перекрывания электронных облаков. Какова форма молекул?
2. Вычислите H, S, и G реакции, протекающей по уравнению Fe2O3(к)+3H2(г) = 2Fe(к)+3H2O(г). Возможна ли ре-акция восстановления Fe2O3 водородом при 500 и 2000 К?
3. Исходные концентрации [NO]исх и [Cl2]исх в гомогенной системе 2NO + Cl2 ↔ 2NOCI составляют соответственно 0,5 и 0,2 моль/л. Вычислите константу равновесия, если к моменту наступления равновесия прореагировало 20% NO.
4. Определите, какой из электродов в паре AI/AI3+ и Ni/Ni2+ будет отрицательный. Составьте гальванический элемент, напишите уравнения электродных процессов и определите ЭДС этого элемента, если E0 Ni2+/Ni = -0,25B, E0 AI/AI3+ = -1,66 B.
5. Для следующих уравнений подобрать коэффициенты:
1) методом электронного баланса (1,2,3)
2) методом полуреакций (4,5)
Укажите окислитель и восстановитель.
K2Cr2O7 + KJ + H2SO4 → Cr2(SO4)3 + K2SO4 + J2 + H2O
KMnO4 + HBr → Br2 + KBr + MnBr2 +H2O
FeSO4 + K2Cr2O7 + H2SO4 → Fe2(SO)3 + Cr2(SO4)3 + K2SO4 + H2O
H3AsO3 + KMnO4 + H2SO4 H3AsO4 +K2SO4 + MnSO4 + H2O
K2Cr2O7 + Br2 + NaOH → Na2CrO4 +NaBr + H2O
6. На сколько уменьшится масса серебряного анода, если электролиз раствора AgNO3 проводить при силе тока 2 А в течение 38 мин 20 с? Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на графитовых электродах.

Вариант №3

1. Указать тип связи в молекулах NH3, CaCl2, BaS, H2O. Какие электроны принимают участие в образовании связей, имеет ли место гибридизация (какая) и - связь? Покажите направление перекрывания электронных облаков. Какова форма молекул?
2. На основании стандартных теплот образования и абсолютных стандартных энтропий соответствующих веществ вычислите G0298 реакции, протекающей по уравнению CO2(г)+4H2(г)=CH4(г)+2H2O(ж). Возможна ли эта реакция при стандартных условиях?
3. При некоторой температуре равновесие гомогенной системы 2NO + O2 ↔ 2NO2 установилось при следующих концентрациях реагирующих веществ (моль/л): [NO]P = 0,2; [O2]P = 0,1; [NO2]P = 0,1 моль. Вычислите константу равновесия и исходную концентрацию NO и O2.
4. Составьте схему гальванического элемента, состоящего из пластин цинка и железа, погруженных в растворы их солей. Напишите электронные уравнения процессов, протекающих на аноде и на катоде. Какой концентрации надо было бы взять ионы железа (+2) (моль/л), чтобы ЭДС элемента стала равной нулю, если СМ Zn2+= 0.001 моль/л? E0 Zn2+/Zn =-0,76В, E0 Fe2+/Fe =-0,44 В.
5. Для следующих уравнений подобрать коэффициенты:
1) методом электронного баланса (1,2,3)
2) методом полуреакций (4,5)
Укажите окислитель и восстановитель.
KMnO4+ H2SO4 +H2S K2SO4 + S + MnSO4 + H2O
NiS + H2O2 + 2CH3COOH S + Ni(CH3COO)2 + H2O
H3AsO3 + KMnO4 +KOH K3AsO4 +K2MnO4 + H2O
FeSO4 + KMnO4 + H2SO4 Fe2(SO4)3 +K2SO4 + MnSO4 + H2O
K2Cr2O7 + KJ + H2SO4 → Cr2(SO4)3 + K2SO4 + J2 + H2O
6. Электролиз раствора CuSO4 проводили с медным анодом в течение 4 ч при силе тока 50 А. При этом выделилось 224 г меди. Вычислите выход по току (отношение массы выделившегося вещества к теоретически возможной). Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на электродах в случае медного и угольного анодов.

Вариант №4
1. Указать тип связи в молекулах SiO2, SnCl4, PCl5, MgF2. Какие электроны принимают участие в образовании связей, имеет ли место гибридизация (какая) и - связь? Покажите направление перекрывания электронных облаков. Какова форма молекул?
2. На основании стандартных теплот образования и абсолютных стандартных энтропий соответствующих веществ вычислите G0298 реакции, протекающей по уравнению 4NH3(г) + 5O2(г) = 4NO(г) + 6H2O(г). Возможна ли эта реакция при стандартных условиях?
3. Константа равновесия гомогенной системы N2 + 3H2 ↔ 2NH3 при некоторой температуре равна 0,1. Равновесные концентрации водорода и аммиака соответственно равны 0,2 и 0,08 моль/л. Вычислите равновесную и исходную концентрации азота.
4. Составьте схему, напишите электронные уравнения электродных процессов и вычислите ЭДС гальванического элемента, состоящего из свинцовой и магниевой пластин, опущенных в растворы своих солей с концентрацией СМ Pb2+ = СМ Mg2+= 0.01 моль/л. E0 Pb2+/Pb =-0,127 В, E0 Mn2+/Mn = -1,18 В.
5. Для следующих уравнений подобрать коэффициенты:
1) методом электронного баланса (1,2,3)
2) методом полуреакций (4,5)
Укажите окислитель и восстановитель.
Mg + HNO3 Mg(NO3)2 + NH4NO3 + H2O
H3AsO3 + Zn + HCl AsH3 + ZnCl2 + H2O
NaVO2 + H2O2 + H2SO4 → HVO3 + Na2SO4 + H2O
KNO2 + KMnO4 + H2SO4 KNO3 +K2SO4 + MnSO4 + H2O
Cu2S + HNO3→ Cu(NO3)2 + H2SO4 + NO + H2O
6. Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на графитовых электродах при электролизе расплавов и водных растворов NaCI и КОН. Сколько литров (н.у.) газа выделится на аноде при электролизе гидроксида ка-лия, если электролиз проводить в течение 30 мин при силе тока 0.5 А?

Вариант №5
1. Указать тип связи в молекулах HCN, SiH4, CO, NO2. Какие электроны принимают участие в образовании связей, имеет ли место гибридизация (какая) и - связь? Покажите направление перекрывания электронных облаков. Какова форма молекул?
2. Исходя из значений стандартных теплот образования и абсолютных стандартных энтропий соответствующих веществ, вычислите G0298 реакции, протекающей по уравнению NH3(г) + HC1(г) = NH4Cl(к). Может ли эта реакция при стандартных условиях идти самопроизвольно?
3. Константа равновесия гомогенной системы CO(г) + H2O(г) ↔ CO2(г) + H2(г) при некоторой температуре равна 1. Вычислите равновесные концентрации всех реагирующих веществ, если исходные концентрации равны (моль/л): [CO]исх = 0,10; [H2O]исх = 0,40.
4. Составьте схему, напишите электронные уравнения электродных процессов и вычислите ЭДС гальванического элемента, состоящего из серебряных электродов, опущенных: первый: в 0.01 н., а второй в 0.1 н. растворы AgNO3.
E0 Ag+/Ag = +0,8 В.
5. Для следующих уравнений подобрать коэффициенты:
1) методом электронного баланса (1,2,3)

2) методом полуреакций (4,5)
Укажите окислитель и восстановитель.
$K_2SnO_3 + Br_2 + KOH \rightarrow K_2SnO_4 + KBr + H_2O$
$H_3AsO_3 + KMnO_4 + KOH \rightarrow K_3AsO_4 + K_2MnO_4 + H_2O$
$Na_3AsO_3 + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow H_3AsO_4 + K_2SO_4 + NaSO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + H_2O$
$NaVO_2 + H_2O_2 + H_2SO_4 \rightarrow HVO_3 + Na_2SO_4 + H_2O$
$PH_3 + MnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow H_3PO_4 + K_2SO_4 + MnSO_4 + H_2O$
6. Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на угольных электродах при электролизе раствора $CuCl_2$. Вычислите массу меди, выделившейся на катоде, если на аноде выделилось 560 мл газа (н.у.).

Вариант №6
1. Указать тип связи в молекулах COS, $COCl_2$, CF_4, H_2Se. Какие электроны принимают участие в образовании связей, имеет ли место гибридизация (какая) и - связь? Покажите направление перекрывания электронных облаков. Какова форма молекул?

2. Чем можно объяснить, что при стандартных условиях невозможна экзотермическая реакция $H_2(г) + CO_2(г) = CO(г) + H_2O(ж)$; H= -2,85 кДж.
Зная тепловой эффект реакции и абсолютные стандартные энтропии соответствующих веществ, определите G0298 этой реакции.
3. Вычислите константу равновесия для гомогенной системы $CO(г) + H_2O(г) \leftrightarrow CO_2(г) + H_2(г)$ если равновесие концентрации реагирующих веществ (моль/л): [CO]P = 0,004; $[H_2O]$P = 0,064; $[CO_2]$P = 0,016; $[H_2]$P = 0,016. Чему равны исходные концентрации воды и CO?
4. Составьте схему, напишите электронные уравнения электродных процессов, и вычислите ЭДС медно-кадмиевого гальванического элемента, в котором СМ Cd^{2+} = 0.8 моль/л, а СМ Cu^{2+} = 0.01 моль/л. E0 Cd^{2+}/Cd =-0,403 В, E0 Cu^{2+}/Cu = +0,34 В.
5. Для следующих уравнений подобрать коэффициенты:
1) методом электронного баланса (1,2,3)
2) методом полуреакций (4,5)
Укажите окислитель и восстановитель.
$Zn + (NH_4)_2MoO_4 + HCl \rightarrow MoCl_2 + ZnCl_2 + NH_4Cl + H_2O$
$Sn + HNO_3 \rightarrow Sn(NO_3)_2 + N_2O + H_2O$
$Na_2SeO_3 + Cl_2 + NaOH \rightarrow Na_2SeO_4 + NaCl + H_2O$
$H_3AsO_3 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow H_3AsO_4 + K_2SO_4 + MnSO_4 + H_2O$
$Fe_2(SO_3)_3 + HNO_3 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + NO + H_2O$
6. Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на электродах при электролизе раствора KOH. Чему равна сила тока, если в течение 1 ч 15 мин 20с на аноде выделилось 6.4 г газа? Сколько литров газа (н.у.) выделилось при этом на катоде?

Вариант №7
1. Указать тип связи в молекулах $BiCl_3$, J_2, SiJ_4, NF_3. Какие электроны принимают участие в образовании связей, имеет ли место гибридизация (какая) и - связь? Покажите направление перекрывания электронных облаков. Какова форма молекул?
2. Реакция горения ацетилена идет по уравнению $C_2H_2(г)+5/2O_2(г) = 2CO_2(г) + H_2O$ (ж). Вычислите G0298 и S0298. Объясните уменьшение энтропии в результате этой реакции.
3. Равновесие гомогенной системы $4HC1(г) + O_2 \leftrightarrow 2H_2O(г) + 2C1_2(г)$ установилось при следующих концентрациях реагирующих веществ (моль/л): $[H_2O]$P = 0,14; $[C1_2]$P = 0,14; [HCI]P = 0,20; $[O_2]$P = 0,32. Вычислите исходные концентрации хлороводорода и кислорода.
4. Потенциал серебряного электрода в растворе $AgNO_3$ составил 95% от значения его стандартного электронного потенциала. Чему равна концентрация ионов Ag^+ (моль/л). E0 Ag^+/Ag = +0,8 В.
5. Для следующих уравнений подобрать коэффициенты:
1) методом электронного баланса (1,2,3)
2) методом полуреакций (4,5)
Укажите окислитель и восстановитель.
$NaVO_3 + H_2S + HCl \rightarrow S + VOCl_2 + NaCl + H_2O$
$K_2SnO_3 + Br_2 + KOH \rightarrow K_2SnO_4 + KBr + H_2O$
$Na_3CrO_3 + PbO_2 + NaOH \rightarrow Na_3CrO_4 + Na_2PbO_2 + H_2O$
$H_3AsO_3 + KMnO_4 + KOH \rightarrow K_3AsO_4 + K_2MnO_4 + H_2O$
$AsH_3 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow H_3AsO_4 + K_2SO_4 + MnSO_4 + H_2O$
6. Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на угольных электродах при электролизе раствора Na_2SO_4. Вычислите массу вещества, выделяющегося на катоде, если на аноде выделяется 1.12 л газа (н.у.). Какая масса H_2SO_4 образуется при этом возле анода?

Вариант №8
1. Указать тип связи в молекулах BeO, KJ, $NiBr_3$, PH_3. Какие электроны принимают участие в образовании связей, имеет ли место гибридизация (какая) и - связь? Покажите направление перекрывания электронных облаков. Какова форма молекул?
2. При получении молярной массы эквивалента гидроксида кальция из CaO(к) и H_2O(ж) выделяется 32,53 кДж тепло-ты. Напишите термохимическое уравнение этой реакции и вычислите теплоту образования оксида кальция.
3. Константа скорости реакции разложения N_2O, протекающей по уравнению $2N_2O = 2N_2 + O_2$, равна 5□10-4. Начальная концентрация N_2O равна 6,0 моль/л. Вычислите начальную скорость реакции и ее скорость, когда разложится 50%

N2O.
4. При какой концентрации ионов Zn2+ (в моль/л) потенциал цинкового электрода будет на 0.015 В меньше его стандартного электродного потенциала? E0 Zn2+/Zn =-0,76В,
5. Для следующих уравнений подобрать коэффициенты:
1) методом электронного баланса (1,2,3)
2) методом полуреакций (4,5)
Укажите окислитель и восстановитель.
MnO2 + KClO3 + KOH K2MnO4 + KCl + H2O
Na2SeO3 + Br2 + NaOH Na2SnO4 + NaBr + H2O
SnCl2 + Bi(NO3)3 +KOH K2SnO3 + Bi +KNO3 + KCl + H2O
H3AsO3 + KMnO4 + H2SO4 H3AsO4 +K2SO4 + MnSO4 + H2O
K2Cr2O7 + NO + H2SO4 → Cr2(SO4)3 + K2SO4 + HNO3 + H2O
6. Одинаковые ли будут продукты, выделившиеся из растворов сульфата калия и карбоната калия при пропускании через эти растворы электрического тока. Составьте уравнения процессов.

Вариант №9
1. Указать тип связи в молекулах SiH4, BF3, N2O, AlF3. Какие электроны принимают участие в образовании связей, имеет ли место гибридизация (какая) и - связь? Покажите направление перекрывания электронных облаков. Какова форма молекул?
2. Реакция горения метилового спирта выражается термохимическим уравнением CH3OH(ж) + 3/2O2(г) = CO2(г) + 2H2O (ж); H = ? Вычислите тепловой эффект этой реакции, если известно, что молярная теплота парообразования CH3OH(ж) равна +37,4 кДж.
3. В гомогенной газовой системе A + B ↔ C + D равновесие установилось при концентрациях (моль/л): [B] = 0,05 и [C] = 0,02. Константа равновесия системы равна 0,04. Вычислите исходные концентрации веществ A и B.
4. Марганцевый электрод в растворе его соли имеет потенциал –1.23 В. Вычислите концентрацию ионов Mn2+ (моль/л). E0 Mn2+/Mn = -1,18 В.
5. Для следующих уравнений подобрать коэффициенты:
1) методом электронного баланса (1,2,3)
2) методом полуреакций (4,5)
Укажите окислитель и восстановитель.
K2SnO3 + Br2 + KOH K2SnO4 + KBr + H2O
AsH3 + HNO3 → H3AsO4 + NO2 + H2O
K2Cr2O7 + H3PO3 + H2SO4 → Cr2(SO4)3 + H3PO4 + K2SO4 + H2O
K2S + KMnO4 + H2SO4 → S + K2SO4 + MnSO4 + H2O
NaCrO3 + PbO2 + NaOH → Na2CrO4 + Na2PbO2 + H2O
6. Составьте схему электролиза:
а) в расплаве и растворе KBr, в) в растворе NiSO4 с никелевым анодом.

Вариант №10
1. Указать тип связи в молекулах CCl4, CO2, NO, CS2. Какие электроны принимают участие в образовании связей, имеет ли место гибридизация (какая) и - связь? Покажите направление перекрывания электронных облаков. Какова форма молекул?
2. Вычислите, сколько теплоты выделится при сгорании 165 л (н.у.) ацетилена C2H2, если продуктами сгорания явля-ются диок¬сид углерода и пары воды?
3. В гомогенной системе A + 2B ↔ C равновесные концентрации реагирующих газов (моль/л): [A] = 0,06; [B] = 0,12; [C] = 0,216. Вычислите константу равновесия системы и исходные концентрации веществ A и B.
4. Напишите уравнения электродных реакций и вычислите ЭДС гальванических пар: а) Zn/Zn2+|| Pb2+/ Pb, если CM Zn2+ = 0.1, CM Pb2+ = 0.01,
б) Ni/Ni2+|| Pd2+/Pd, если CM Ni+ = 4□10-2, CM Pb2+ = 5□10-3.
E0 Zn/Zn2+ = -0.76 В
E0 Ni2+/Ni = -0.25 В
E0 Pd2+/Pd = +0.99 В
E0 Pb2+/Pb = -0.127 В
5. Для следующих уравнений подобрать коэффициенты:
1) методом электронного баланса (1,2,3)
2) методом полуреакций (4,5)
Укажите окислитель и восстановитель.
KMnO4 + Na2SO3 + KOH → K2MnO4 + Na2SO4 + H2O
K2Cr2O7 + HC1 → Cl2+CrC13 + KCI + H2O
Cu2O + HNO3 → Cu(NO3)2 +NO+H2O
NaCrO2+ Br2 + NaOH → Na2CrO4 + NaBr + H2O
FeSO4 + KClO3 + H2SO4 → Fe2(SO4)3 + KCI + H2O
6. Составьте схему электролиза:
а) в расплаве NaBr б) в растворе CuSO4 с растворимым анодом.

Вариант №11
1. Указать тип связи в молекулах BeF2, CO2, NO2, NF3. Какие электроны принимают участие в образовании связей, имеет

ли место гибридизация (какая) и - связь? Покажите направление перекрывания электронных облаков. Какова форма молекул?
2. Тепловой эффект реакции сгорания жидкого бензола с образованием паров воды и диоксида углерода равен -3135,58 кДж. Составьте термохимическое уравнение этой реакции и вы¬числите теплоту образования C6H6(ж).
3. В гомогенной системе CO+C12↔COCl2 равновесные концентрации реагирующих веществ (моль/л): [CO] = 0,2; [C12] = 0,3; [COCl2] = 1,2. Вычислите константу равновесия системы и исходные концентрации C12 и CO.
4. Вычислите ЭДС концентрационного элемента, состоящего из цинковых электродов, опущенных в растворы суль-фата цинка с концентрациями 2□10-2 моль/л и 3,25□10-3 моль/л.
5. Для следующих уравнений подобрать коэффициенты:
1) методом электронного баланса (1,2,3)
2) методом полуреакций (4,5)
Укажите окислитель и восстановитель.
KMnO4 + HBr → Br2 + KBr + MnBr2 +H2O
FeSO4 + K2Cr2O7 + H2SO4 → Fe2(SO4)3 + Cr2(SO4)3 + K2SO4 + H2O
KMnO4 + KNO2 + H2SO4 → MnSO4 + KNO3 + K2SO4 + H2O
H3AsO3 + KMnO4 + H2SO4 H3AsO4 +K2SO4 + MnSO4 + H2O
FeS + HNO3 → Fe(NO3)2 + S+ NO + H2O
6. Составьте схему электролиза:
а) в расплаве BaCl2 б) в растворе BaCl2 с угольными электродами.

Вариант №12
1. Указать тип связи в молекулах AlCl3, BeCl2, NO, CO2. Какие электроны принимают участие в образовании связей, имеет ли место гибридизация (какая) и - связь? Покажите направление перекрывания электронных облаков. Какова форма молекул?
2. Вычислите количество теплоты, которое выделится при восстановлении Fe2O3 металлическим алюминием, если было получено 335,1 г железа.
3. Реакция идет по уравнению H2 + I2 = 2HI. Константа скорости этой реакции при некоторой температуре равна 0,16. Исходные концентрации реагирующих веществ (моль/л): [H2] = 0,04; [I2] = 0,05. Вычислите начальную скорость реакции и ее скорость при [H2] = 0,03 моль/л.
4. При какой концентрации ионов меди (+2) потенциал медного электрода равен стандартному потенциалу водород-ного электрода. E0 Cu2+/Cu = +0,34 В.
5. Для следующих уравнений подобрать коэффициенты:
1) методом электронного баланса (1,2,3)
2) методом полуреакций (4,5)
Укажите окислитель и восстановитель.
Zn + (NH4)2MoO4 + HCl MoCl2 + ZnCl2 + NH4Cl + H2O
Sn + HNO3 Sn(NO3)2 + N2O + H2O
Na2SeO3 + Cl2 + NaOH Na2SeO4+ NaCl + H2O
K2Cr2O7 + KJ + H2SO4 → Cr2(SO4)3 + K2SO4 + J2 + H2O
H2S2O3 + HClO → H2SO4 + HCl +S + H2O
6. Составьте схему электролиза:
а) в расплаве NaBr б) в растворе NaBr с угольными и медными электродами.

Вариант №13
1. Указать тип связи в молекулах BeO, CO, NO, NF3. Какие электроны принимают участие в образовании связей, име-ет ли место гибридизация (какая) и - связь? Покажите направление перекрывания электронных облаков. Какова форма молекул?
2. Газообразный этиловый спирт C2H5OH можно получить при взаимодействии этилена C2H2(г) и водяных паров. На-пишите термохимическое уравнение этой реакции, предварительно вычислив ее тепловой эффект.
3. Реакция идет по уравнению N2 + 3H2 = 2NH3. Концентрации участвующих в ней веществ (моль/л):[N2] = 0,80; [H2] = 1,5; [NH3] = 0,10. Вычислите концентрацию водорода и аммиака, при [N2] = 0,5 моль/л.
4. Какой должна быть концентрация соли цинка в растворе, чтобы элемент
(-) Mg|Mg2+ || Zn2+ | Zn (+) при C Mg2+=1 моль/л давал ЭДС 1.60 В?
E0 Zn/Zn2+ = -0.76 В
E0 Mg2+/Mg = -2.37 В
5. Для следующих уравнений подобрать коэффициенты:
1) методом электронного баланса (1,2,3)
2) методом полуреакций (4,5)
Укажите окислитель и восстановитель.
Cu2O + HNO3 → Cu(NO3)2 +NO+H2O
PbS + HNO3 → S + Pb(NO3)2 + NO + H2O
P + HNO3 + H2O → H3PO4 + NO
KMnO4 + Na2SO3 + KOH → K2MnO4 + Na2SO4 + H2O
H3AsO3 + KMnO4 + H2SO4 H3AsO4 +K2SO4 + MnSO4 + H2O
6. Составьте схему электролиза:
а) в расплаве и в растворе SrCl2 с нерастворимыми электродами
б) в растворе NiSO4 с растворимым анодом.

Вариант №14

1. Указать тип связи в молекулах LiH, NH3, H2O, HF. Какие электроны принимают участие в образовании связей, имеет ли место гибридизация (какая) и - связь? Покажите направление перекрывания электронных облаков. Какова форма молекул?

2. Вычислите G0298 для следующих реакций:
а)2NaF(к) + Cl2(г) = 2NaCI(к) + F2(г), б) РЬО2(к) + 2Zn(к) = РЬ(к) + 2ZnO(к)
Можно ли получить фтор по реакции (а) и восстановить РЬО2 цинком по реакции (б).
3. Реакция идет по уравнению N2 + O2 = 2NO. Концентрации исходных веществ до начала реакции были [N2] = 0,049 моль/л, [O2] = 0,01 моль/л. Вычислите концентрацию этих веществ, когда [NO] = 0,005 моль/л.
4. При какой концентрации ионов Fe2+ электродный потенциал железа равен нулю. E0 Fe2+/Fe = -0,44 В.
5. Для следующих уравнений подобрать коэффициенты:
1) методом электронного баланса (1,2,3)
2) методом полуреакций (4,5)
Укажите окислитель и восстановитель.
Ca + HNO3 Ca(NO3)2 + NH4NO3 + H2O
HNO3 + Ca → NH4NO3 + Ca(NO3)2 + H2O
FeS + HNO3 → Fe(NO3)2 + S+ NO + H2O
K2S + KMnO4 + H2SO4 → S + K2SO4 + MnSO4 + H2O
NaCrO2+ Br2 + NaOH → Na2CrO4 + NaBr + H2O
6. Составьте схему электролиза:
а) в расплаве Ca(OH)2
б) в растворе Ca(OH)2 и NiCl2 с нерастворимыми электродами
в) в растворе Cd(NO3)2 с растворимым анодом.

5.3. Критерии выставления оценки студенту

Оценка «5» (отлично) ставится если: полно раскрыто содержание материала билета: исчерпывающие и аргументированные ответы на вопросы в билете; материал изложен грамотно, в определенной логической последовательности, не требует дополнительных пояснений, точно используется терминология; демонстрируются глубокие знания дисциплины (модуля); даны обоснованные ответы на дополнительные вопросы.
Оценка «4» (хорошо) ставится, если: ответы на поставленные вопросы в билете излагаются систематизировано и последовательно; демонстрируется умение анализировать материал, однако не все выводы носят аргументированный и доказательный характер, в изложении допущены небольшие пробелы (неточности), не исказившие содержание ответа; материал излагается уверенно, в основном правильно даны все определения и понятия; при ответе на дополнительные вопросы полные ответы даны только при помощи наводящих вопросов.
Оценка «3» (удовлетворительно) ставится, если: неполно или непоследовательно раскрыто содержание материала, но показано общее понимание вопроса и продемонстрированы умения, достаточные для дальнейшего усвоения материала; имелись затруднения или допущены ошибки в определении понятий, использовании терминологии, исправленные после замечаний преподавателя; при неполном знании теоретического материала выявлена недостаточная сформированность компетенций, умений и навыков, студент не может применить теорию в новой ситуации.
Оценка «2» (неудовлетворительно) ставится, если: не раскрыто основное содержание учебного материала; обнаружено незнание или непонимание большей или наиболее важной части учебного материала; допущены ошибки в определении понятий, при использовании терминологии, которые не исправлены после нескольких замечаний преподавателя; нарушена логика в изложении материала, нет необходимых обобщений и выводов; недостаточно сформированы навыки письменной речи; работа является плагиатом других работ более чем на 90%.

5.4. Форма промежуточной аттестации

Промежуточная аттестация по результатам семестра по дисциплине проходит в форме экзамена.
Контроль за усвоением теоретических знаний и практических навыков (текущий контроль) осуществляется преподавателями при проверке умения анализировать научные теории, аргументировано отстаивать свою точку зрения; в ходе решения практических заданий, ситуационных задач, при защите докладов на практических занятиях, дебатов, проверке самостоятельной работы студента.
Фонд оценочных средств разработан и утвержден протоколом заседания кафедры.

6. УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ И ИНФОРМАЦИОННОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

6.1. Рекомендуемая литература

6.1.1. Основная литература

	Авторы, составители	Заглавие	Издательство, год
Л1.1	Маршалкин, М.Ф.	Химия : учебное пособие / М.Ф. Маршалкин, И.С. Григорян, Д.Н. Ковалев [Электронный ресурс]: Режим доступа URL: http://biblioclub.ru/index.php?page=book&id=457440	Ставрополь : СКФУ, 2015. - 228 с., 2015
Л1.2	Вострикова, Н.М.	Химия : учебное пособие / Н.М. Вострикова, Г.А. Королева [Электронный ресурс]: Режим доступа URL: http://biblioclub.ru/index.php?page=book&id=497755	Красноярск : СФУ, 2016. - 136 с., 2016

6.1.2. Дополнительная литература

	Авторы, составители	Заглавие	Издательство, год

	Авторы, составители	Заглавие	Издательство, год
Л2.1	Лупейко, Т.Г.	Введение в общую химию : учебник / Т.Г. Лупейко : Режим доступа URL: http://biblioclub.ru/index.php?page=book&id=241121	Издательство Южного федерального университета, 2010. - 232 с., 2010
6.1.3. Методические разработки			
	Авторы, составители	Заглавие	Издательство, год
Л3.1	Липатов А.Е.	Методические указания по самостоятельной работе студентов и подготовке к семинарским занятиям [Электронный ресурс]: Режим доступа: http://109.195.167.114/pub/mr/_samost_rab_stud.pdf	Совр. тех. универ-т. рязань, 2021
Л3.2	Кувшинкова А.Д.	Химия; методические указания для выполнения лабораторных работ [Электронный ресурс]: Режим доступа: http://109.195.167.114/pub/mr/_himia_LR.pdf	Совр. техн. универ-т. – Рязань, 2018. –64 с. , 2018
6.2. Перечень ресурсов информационно-телекоммуникационной сети "Интернет"			
Э1	Электронно-библиотечная система "Университетская библиотека онлайн"		
6.3.1 Перечень программного обеспечения			
6.3.1.1	Лицензионное ПО		
6.3.1.2	1. MS Office 2007. Н/лиц. 412127472 22.05.2010г.		
6.3.1.3	2. Windows XP, Autodesk AutoCAD		
6.3.1.4			
6.3.1.5	Свободно распространяемое ПО		
6.3.1.6	1. Офисное приложение Libre Office;		
6.3.1.7	2. Архиватор 7-zip;		
6.3.1.8	3. Браузер изображений Fast Stone Image Viewer;		
6.3.1.9	4. PDFридер Foxit Reader;		
6.3.1.10	5. Медиа проигрыватель VLCmediaplayer;		
6.3.1.11	6. Браузер Google Chrom, FireFox;		
6.3.1.12	7. Программа для работы с графикой XnView;		
6.3.1.13	8. Звуковой редактор Audacity;		
6.3.1.14	9. Mathcad Express		
6.3.1.15			
6.3.2 Перечень информационных справочных систем			
6.3.2.1	Справочно – правовая система «Гарант»		
6.3.2.2	1. www.http://biblioclub.ru/ - Электронно-библиотечная система "Университетская библиотека онлайн";		
6.3.2.3	2. www.elibrary.ru – научная электронная библиотека;		
6.3.2.4	3. www.openedu.ru - «Национальная платформа открытого образования»;		
6.3.2.5	4. https://uisrussia.msu.ru - Университетская информационная система «Россия».		
6.3.2.6	Профессиональные базы данных:		
6.3.2.7	http://www.tehlit.ru/ ТехЛит библиотека		
6.3.2.8	http://economy.gov.ru/minec/about/systems/infosystems/ База данных Минэкономразвития РФ «Информационные системы Министерства в сети Интернет»		
6.3.2.9	raai.org – Российская Ассоциация искусственного интеллекта		
6.3.2.10	http://www.raasn.ru/index.php Российская академия архитектуры и строительных наук (РААСН)		

7. МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)	
7.1	390048, г. Рязань, ул. Новоселов, д. 35 "А", ауд.119,Медиа-Аудитория, оборудованная мультимедийным оборудованием: компьютер Pentium-IV с DVD-RW, Проектор

7.2	390048, г. Рязань, ул. Новоселов, д. 35 "А", ауд.103, Лаборатория химической технологии, Оборудование: фотоэлектроколориметр; спектрометр МУМ-2, поляриметр, рефрактометр, рНметры, хроматограф, спектрометры КФК-2 и КФК-3, УФ спектрометр ФП4, электронный микроскоп, обрудование для ТСХ, эвапоратор роторный, набор хим. посуды, штативы и пр.
7.3	390048, г. Рязань, ул. Новоселов, д. 35 "А", ауд. 204, Лаборатория виртуальных работ, Виртуальные лаб.работы:1. Окислительно – восстановительные реакции 2. Электролиз 3. Гидролиз солей 4. Гальванический элемент 5. Химическое равновесие 6. Получение и свойства карбоновых кислот 7. Кинетика химических процессов 8. Комплексные соединения 9. Решение экспериментальных задач по распознаванию неорганических веществ
7.4	390048, г. Рязань, ул. Новоселов, д. 35 "А", ауд.109, Помещение для самостоятельной работы обучающихся. Оборудование: рабочее место: Pentium IV-2Гб – 2 шт. Принтеры- МФУ HP 125 – 2шт; Комплект периферийного мультимедийного оборудования. Подключение к скоростному Интернету.

8. МЕТОДИЧЕСКИЕ МАТЕРИАЛЫ ДЛЯ ОБУЧАЮЩИХСЯ ПО ОСВОЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

Глоссарий

Атомная масса абсолютная – масса одного атома химического элемента (выраженная в кг или г), определяемая методом масспектрометрии. Значения абсолютных атомных масс чрезвычайно малы и неудобны для непосредственного использования (от 1·10-27 до 1·10-25 кг), поэтому вместо них используются относительные атомные массы. Абсолютную массу атома можно вычислить перемножением относительной атомной массы и атомной единицы массы, которая равна 1,66·10-24 кг.

Атомная масса относительная – число, показывающее во сколько раз масса одного атома данного элемента больше 1/12 части массы атома изотопа углерода–12 (12C). Относительные атомные массы элементов указаны в Периодической системе, при этом для большинства элементов указаны среднеарифметические значения относительных атомных масс для природной смеси изотопов этих элементов; единица измерения – атомная единица массы – обычно не указывается или указывается в скобках (а.е.м.).

Атомный номер – порядковый номер элемента в Периодической системе. Ему равны: положительный заряд ядра атома, число протонов в ядре атома и число электронов в электронной оболочке атома.

Валентность (от лат. Valentia сила) – способность атома присоединять или замещать определенное число других атомов или атомных групп с образованием химической связи. Существует несколько видов валентности, например, стехиометрическая – число эквивалентов, которое может к себе присоединить данный атом, электронная – число химических связей, образуемых данным атомом. Значения этих двух валентностей могут не совпадать: в пероксиде водорода H–O–O–H стехиометрическая валентность кислорода равна единице, а электронная – двум. Существует также координационная (структурная) валентность, которая определяется числом соседних атомов. Количественной мерой валентности атома элемента Э может служить число атомов водорода (валентность по водороду) или кислорода (валентность по кислороду), которые Э присоединяет, образуя гидрид ЭНх или оксид ЭnOm. Есть элементы, котрые имеют постоянную валентность: одновалентны H, Li, Na, K, Rb, Cs; двухвалентны Be, Mg, Ca, Sr, Ba; трехвалентны B, Al. В различных соединениях атомы одного и того же элемента могут проявлять различные валентности (переменная валентность): так, сера двухвалентна в H2S и CuS, четырехвалентна в SO2 и SF4, шестивалентна в SO3 и SF6. В рамках электронной теории химической связи валентность атома определяется числом его неспаренных электронов в основном или возбужденном состоянии, участвующих в образовании общих электронных пар с электронами других атомов.

Вещество(а) – физическая субстанция со специфическим химическим составом. Каждому веществу присущ набор свойств – объективных характеристик (плотность, температура плавления, температура кипения, термодинамические характеристики, параметры кристаллической структуры), которые определяют индивидуальность конкретного вещества и тем самым позволяют отличить его от всех других веществ. Вещества бывают простые (состоят из атомов одного химического элемента и не могут быть разложены на другие вещества в условиях химических реакций), сложные (химические соединения, состоящие из атомов нескольких элементов), неорганические (не имеют характерного для органических веществ углеродного скелета, не содержат углерода, кроме карбидов, цианидов, карбонатов, оксидов углерода и некоторых других соединений, которые традиционно относят к неорганическим), органические (класс соединений, в состав которых входит углерод, за исключением карбидов, угольной кислоты, карбонатов, оксидов углерода и цианидов), природные вещества (см. Минералы).

Водородная связь – форма ассоциации между электроотрицательным атомом и атомом водорода H, связанным ковалентно с другим электроотрицательным атомом. В качестве электроотрицательных атомов могут выступать N, O или F. Часто водородную связь рассматривают как электростатическое взаимодействие, усиленное небольшим размером водорода, которое обеспечивает близость взаимодействующих диполей. Энергия водородной связи значительно меньше энергии обычной ковалентной связи (не превышает 40 кДж/моль), однако этой энергии достаточно, чтобы вызвать ассоциацию молекул, т.е. их объединение в димеры или полимеры. Водородная связь служит причиной аномально высоких температур плавления и кипения таких веществ, как фтороводород, вода, аммиак.

Двойная связь – ковалентная химическая связь, обусловленная двумя общими электронными парами.

Заряд(ы) – свойство некоторых элементарных частиц и ионов. Наименьшим зарядом является заряд электрона, равный 1,6·10–22 Кл, ему присвоен знак «минус». Такой же заряд, но противоположный по знаку («плюс»), имеет протон. Заряды ионов равны или кратны наименьшим зарядам: H+, Ca2+, Cl–, SO42– и т.д.

Ионная связь – прочная химическая связь, образующаяся между атомами с большой разностью (>1,7 по шкале Полинга) электроотрицательностей, при которой общая электронная пара полностью переходит к атому с большей электроотрицательностью, например, соединение CsF, в котором «степень ионности» составляет 97 %. Характерным свойством подобных соединений является хорошая растворимость и электролитическая диссоциация в полярных растворителях.

Кислотное число – величина, характеризующая содержание кислот в некоторых технических и природных продуктах; равно числу миллиграммов KOH, расходуемых на нейтрализацию 1 г продукта. Кислотное число имеет значение обычно при анализе жиров.
Ковалентная связь – химическая связь, образованная обобществлением (перекрыванием) пары валентных электронных облаков. Обеспечивающие связь электронные облака (электроны) называются общей электронной парой. Характерные свойства ковалентной связи – направленность, насыщаемость, полярность, поляризуемость – определяют химические и физические свойства соединений. Если атомы, образующие ковалентную связь, одинаковы, то истинные заряды атомов в молекуле также одинаковы, поскольку атомы, образующие связь, в равной степени владеют общей электронной парой. Такая связь называется неполярной ковалентной связью. Такую связь имеют простые вещества, например: O2, N2, Cl2. Если атомы различны, то степень владения общей парой электронов определяется различием в электроотрицательностях атомов. Атом с большей электроотрицательностью сильнее притягивает к себе пару электронов связи, и его истинный заряд становится отрицательным. Атом с меньшей электроотрицательностью приобретает, соответственно, такой же по величине положительный заряд. Такая связь называется ковалентной полярной связью.
Межъядерное расстояние – расстояние между ядрами атомов в молекуле или кристаллической решетки.
Молекула – наименьшая частица данного вещества, обладающая его основными химическими свойствами, способная к самостоятельному существованию и состоящая из одинаковых или различных атомов, соединенных в одно целое химическими связями. Молекулы подразделяются по числу атомов (двухатомные, трехатомные и т.д.), по геометрическому строению (линейные, угловые пирамидальные, тетраэдрические и т.д.), по наличию или отсутствию дипольного момента (полярные и неполярные, по магнитным свойствам (диамагнитные и парамагнитные), по реакционной способности (активные и неактивные) и т.д.
Моль – единица количества вещества. Один моль – такое количество вещества, в котором содержится 6,02·1023 структурных единиц этого вещества (атомов, молекул, ионов и т.п.).
Молярный объем Vm – объѐм одного моля вещества, величина, получающаяся от деления молярной массы на плотность. Характеризует плотность упаковки молекул. Согласно закону Авогадро, один моль любого газа при нормальных условиях имеет один и тот же объѐм; его символ Vm, численное значение 22,413 л/моль.
Общая химия – учебная дисциплина, которая в общих чертах описывает фундаментальные основы химической науки: атомномолекулярное учение, строение атома, периодический закон и Периодическую систему химических элементов, химическую связь и строение молекул, агрегатные состояния вещества, основы химической термодинамики и химической кинетики, химическое равновесие, растворы, электрохимические процессы.
Периодическая система химических элементов – классификация химических элементов, устанавливающая зависимость различных свойств элементов от заряда атомного ядра. Система является графическим выражением периодического закона, установленного Д.И. Менделеевым в 1869 г. Еѐ первоначальный вариант был разработан Д.И. Менделеевым и устанавливал зависимость свойств элементов от их атомной массы. Предложено несколько сотен вариантов изображения Периодической системы, но повсеместно используется табличный вариант системы, состоящей из групп (вертикальных столбцов) и периодов (горизонтальных рядов). Периодическая система стала важнейшей вехой в развитии атомно-молекулярного учения. Благодаря ей сложилось современное понятие о химическом элементе, простых веществах и соединениях. Исследованиями атомов было установлено, что порядковый номер элемента в периодической системе (атомный номер) равен положительному заряду ядра атома этого элемента, номер периода определяет число электронных оболочек атома, а номер группы – число валентных электронов в атомах, что объясняет сходство химических свойств элементов группы.
Протон – стабильная элементарная частица, входящая в состав всех атомных ядер, ядро протия, ион H+. Заряд протона положительный, элементарный; абсолютная масса 1,673·10–27 кг, относительная масса 1,007276 а.е.м.
Радиоактивность – самопроизвольное превращение неустойчивого изотопа одного химического элемента в изотоп другого элемента, сопровождающееся испусканием элементарных частиц. Радиоактивность подразделяется на пять типов.

- Альфа-распад – распад атомных ядер, сопровождающийся испусканием альфа-частиц (ядер 4He).
- Бета-распад – распад атомного ядра, сопровождающийся вылетом из ядра электрона или позитрона.
- Гамма-излучение – электромагнитное излучение, принадлежащее наиболее высокочастотной (коротковолновой) части спектра электромагнитных волн.
- Протонная радиоактивность – самопроизвольный распад нейтронно дефицитных атомных ядер, сопровождающийся испусканием протонов.
- Спонтанное деление – радиоактивный распад тяжелых атомных ядер, происходящий без внешнего возбуждения.

Самопроизвольная реакция – химическая реакция, протекание которой не требует внешних энергетических затрат и за счет которой может быть произведена полезная работа; реакция является самопроизвольной, если ее протекание ведет к уменьшению энергии Гиббса.
Система химическая – совокупность взаимодействующих веществ или частиц, реально или мысленно выделенных из окружающей среды. По степени взаимодействия с окружающей средой химическая система может быть открытой (обменивается с окружающей средой энергией и веществом), закрытой (обменивается с окружающей средой только энергией) и изолированной (не обменивается с окружающей средой ни веществом, ни энергией). Система, состоящая из частиц, находящихся в одной фазе, называется гомогенной; система, состоящая из веществ, находящихся в разных фазах и имеющая хотя бы одну поверхность раздела, называется гетерогенной.
Скорость химической реакции – число актов взаимодействия, происходящих в единицу времени в единице объема (для гомогенных реакций) или на единице поверхности раздела фаз (для гетерогенных реакций); измеряется изменением концентрации реагирующих веществ в единицу времени. В ходе реакции концентрации реагирующих веществ непрерывно изменяются, поэтому различают среднюю и мгновенную скорость реакции: средняя скорость равна изменению концентрации реагентов или продуктов за некоторый промежуток времени, мгновенная – в данный момент времени.
Спин – собственная (внутренняя) характеристика электрона в атоме. По этой характеристике все электроны в атомах различаются на два вида с противоположными значениями спина. На одной атомной орбитали могут размещаться максимально два электрона, различающиеся спином.

Наличие спина у электронов подтверждается спектрами атомов.
Термоядерный синтез – реакции слияния легких ядер атомов, которые протекают при огромных температурах и сопровождаются выделением огромного количества энергии; такие реакции протекают на Солнце и др. звездах, а на Земле – при взрыве термоядерных (водородных) бомб. На протяжении нескольких десятилетий проводятся исследования по проведению термоядерного синтеза в управляемом режиме; если эта задача будет решена, то человечество будет иметь новый неиссякаемый источник энергии.
Химическая реакция (химическое взаимодействие) – превращение одного или нескольких исходных веществ (реагентов) в отличающиеся от них по химическому составу или строению вещества (продукты реакции). При химических реакциях ядра атомов не меняются, не изменяется их общее число, изотопный состав химических элементов, при этом происходит перераспределение электронов и ядер и образуются новые химические вещества. Химические реакции классифицируются по нескольким признакам.

- По изменению состава реагентов – реакции присоединения, разложения, замещения и взаимного обмена.
- По степеням окисления – без изменения степеней окисления элементов и с изменением степеней окисления (окислительно-восстановительные реакции).
- По тепловому эффекту – экзотермические (с выделением тепла) и эндотермические (с поглощением тепла).
- По условиям проведения – при нагревании (термолиз), действии света (фотолиз), радиации (радиолиз), электричества (электролиз), при участии катализаторов (каталитические реакции), механического воздействия (механохимические реакции), в низкотемпературной плазме (плазмохимические реакции).
- По признаку самопроизвольности – самопроизвольные и несамопроизвольные.
- По механизму – простые (моно-, би- и тримолекулярные) и сложные (последовательные, параллельные, цепные).

Химическая система – часть пространства, содержащая взаимодействующие вещества, реально или мысленно обособленная от окружающей (внешней) среды.
Химическая связь – взаимодействие атомов, приводящее к образованию молекул, радикалов, молекулярных ионов, комплексов, кристаллов, продуктов поверхностной хемосорбции и др. Химическая связь подразделяется на ковалентную (неполярную и полярную), ионную и металлическую.
Химическая формула – способ выражения качественного и количественного состава химических соединений с помощью символов химических элементов. Используется несколько видов химических формул:

- Простейшая (эмпирическая) формула, которая показывает соотношение элементов в соединении, например, HO, CH, NH и т.д.
- Молекулярная формула, которая выражает состав реальных молекул: H_2O_2, C_2H_6, N_2H_4 и т.д.
- Структурная (графическая) формула, которая несет информацию о взаимных связях атомов. В структурных формулах связь между атомами обозначается черточкой, а число черточек соответствует электронной валентности атома.

Химический анализ – установление состава вещества. Методы анализа: качественный, количественный, физико-химический, весовой, объемный, термический, рентгеноструктурный, рентгенофазовый и др.
Химический элемент – вид атомов с определенным зарядом ядра; каждому химическому элементу соответствует определенный вид атомов, каждый элемент имеет атомный номер и определенное место в Периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева. Химические элементы классифицируются по различным признакам.

- По типу атомных орбиталей, заполненных валентными электронами, химические элементы подразделяются на s-элементы, p-элементы, d-элементы, f-элементы.
- По распространенности в природе химические элементы подразделяются на распространенные, редкие, рассеянные и отсутствующие в земной коре.
- По химическим свойствам различают металлические, неметаллические и амфотерные элементы.
- По близости химических свойств существуют групповые названия элементов: щелочные элементы, щелочноземельные элементы, редкоземельные элементы, элементы-лантаноиды, элементы-актиноиды, платиновые элементы, элементы «семейства» железа.

Химическое равновесие – состояние химической системы, в котором обратимо протекает одна или несколько химических реакций, причѐм скорости прямой и обратной реакции равны между собой. Для системы, находящейся в химическом равновесии, концентрации реагентов, температура и другие параметры системы не изменяются со временем. См. также Константа равновесия.
Частица(ы) вещества –атомы (благородные газы, металлы и неметаллы с атомной кристаллической решеткой), ионы (вещества ионного строения) или молекулы.
Число – первое слово в названиях многих постоянный химических величин.

- Число Авогадро – постоянная Авогадро без указания единиц измерения: $6{,}02 \cdot 1023$; число структурных единиц (число частиц) в одном моле вещества.
- Число гидратации – число молекул воды, связанное с одним ионом в водном растворе электролита; для неводных растворов – сольватное число.
- Координационное число – число атомов, молекул или ионов, связанных с данным атомом.
- Число Фарадея – постоянная Фарадея без указания единиц измерения: 96486,4 или ≈ 96500.
- Эквивалентное число z – число, показывающее, во сколько раз эквивалентная масса меньше атомной массы элемента в данном соединении или молекулярной массы вещества в данной реакции. Чугун – см. Железа сплавы.

Электрон(ы) – стабильная элементарная частица с массой покоя $9{,}11 \cdot 10{-}31$ кг и отрицательным зарядом $1{,}602 \cdot 10{-}19$ Кл; обозначается e–. электроны являются составной частью любого атома, образуя в нем электронную оболочку, в которой различают внутренние и внешние, спаренные и неспаренные, s-, p-, d- и f-электроны:

- Внутренние электроны – электроны, число и распределение которых по энергетическим уровням и подуровням соответствуют электронной оболочке ближайшего предшествующего благородного газа; вместе с ядром атома эти электроны образуют «остов» атома.
- Внешние электроны – электроны, следующие за внутренними; все или часть этих электронов участвуют в образовании химических связей атома с другими атомами, поэтому их называют валентными электронами.

- Спаренные электроны – два электрона, заполняющие одну электронную орбиталь (атомную орбиталь).
- Неспаренные электроны – одиночные электроны на атомных орбиталях.
- s-Электроны, p-электроны, d-электроны, f-электроны – электроны на атомных орбиталях соответствующего вида.

Ядро атома – центральная часть атома, в которой сосредоточена основная его масса (более 99,9 %). Ядро заряжено положительно, заряд ядра определяет химический элемент, к которому относится атом. Атомное ядро состоит из нуклонов – положительно заряженных протонов и нейтральных нейтронов, которые связаны между собой при помощи сильного взаимодействия. Атомное ядро, рассматриваемое как класс частиц с определѐнным числом протонов и нейтронов, принято называть нуклидом.

Комплексное изучение предлагаемой студентам учебной дисциплины предполагает овладение материалами лекций, учебника, творческую работу студентов в ходе проведения семинарских занятий, а также систематическое выполнение тестовых и иных заданий для самостоятельной работы студентов.
В ходе лекций раскрываются основные вопросы в рамках рассматриваемой темы, делаются акценты на наиболее сложные и интересные положения изучаемого материала, которые должны быть приняты студентами во внимание. Материалы лекций являются основой для подготовки студента к семинарским занятиям.
Основной целью семинарских и практических занятий является контроль за степенью усвоения пройденного материала, ходом выполнения студентами самостоятельной работы и рассмотрение наиболее сложных и спорных вопросов в рамках темы занятия. Ряд вопросов дисциплины, заслушиваются на семинарских занятиях в форме подготовленных студентами сообщений (10-15 минут) с последующей их оценкой всеми студентами группы.
Практические занятия проводятся по материалам лекций, печатных изданий, электронных источников. Предусмотрено проведение индивидуальной работы (консультаций) со студентами в ходе изучении материала данной дисциплины.

СПЕЦИАЛЬНЫЕ УСЛОВИЯ ИНВАЛИДАМ И ЛИЦАМ С ОГРАНИЧЕННЫМИ ВОЗМОЖНОСТЯМИ ЗДОРОВЬЯ

Специальные условия обучения и направления работы с инвалидами и лицами с ограниченными возможностями здоровья (далее - обучающиеся с ограниченными возможностями здоровья) определены на основании:
- Федерального закона от 29.12.2012 № 273-ФЗ «Об образовании в Российской Федерации»;
- Федерального закона от 24.11.1995 № 181-ФЗ «О социальной защите инвалидов в Российской Федерации»;
- приказа Минобрнауки России от 05.04.2017 № 301 «Об утверждении Порядка организации и осуществления образовательной деятельности по образовательным программам высшего образования – программам бакалавриата, программам специалитета, программам магистратуры»;
- методических рекомендаций по организации образовательного процесса для обучения инвалидов и лиц с ограниченными возможностями здоровья в образовательных организациях высшего образования, в том числе оснащенности образовательного процесса, утвержденных Минобрнауки России 08.04.2014 № АК-44/05вн).

Под специальными условиями для получения образования обучающихся с ограниченными возможностями здоровья понимаются условия обучения, воспитания и развития таких обучающихся, включающие в себя использование при необходимости адаптированных образовательных программ и методов обучения и воспитания, специальных учебников, учебных пособий и дидактических материалов, специальных технических средств обучения коллективного и индивидуального пользования, предоставление услуг ассистента (помощника), оказывающего необходимую помощь, проведение групповых и индивидуальных коррекционных занятий, обеспечение доступа в здания вуза и другие условия, без которых невозможно или затруднено освоение образовательных программ обучающихся с ограниченными возможностями здоровья.
Обучение в рамках учебной дисциплины обучающихся с ограниченными возможностями здоровья осуществляется университетом с учетом особенностей психофизического развития, индивидуальных возможностей и состояния здоровья таких обучающихся.
Обучение по учебной дисциплине обучающихся с ограниченными возможностями здоровья может быть организовано как совместно с другими обучающимися, так и в отдельных группах.
В целях доступности обучения по дисциплине обеспечивается:
1) для лиц с ограниченными возможностями здоровья по зрению:
- наличие альтернативной версии официального сайта института в сети «Интернет» для слабовидящих;
- весь необходимый для изучения материал, согласно учебному плану (в том числе, для обучающихся по индивидуальным учебным планам) предоставляется в электронном виде на диске.
- индивидуальное равномерное освещение не менее 300 люкс;
- присутствие ассистента, оказывающего обучающемуся необходимую помощь;
- обеспечение возможности выпуска альтернативных форматов печатных материалов (крупный шрифт или аудиофайлы);
- обеспечение доступа обучающегося, являющегося слепым и использующего собаку-проводника, к зданию университета.
2) для лиц с ограниченными возможностями здоровья по слуху:
- наличие микрофонов и звукоусиливающей аппаратуры коллективного пользования (аудиоколонки);
3) для лиц с ограниченными возможностями здоровья, имеющих нарушения опорно-двигательного аппарата, материально-технические условия должны обеспечивать возможность беспрепятственного доступа обучающихся в учебные помещения, столовые, туалетные и другие помещения организации, а также пребывания в указанных помещениях (наличие пандусов, поручней, расширенных дверных проемов и других приспособлений).
Перед началом обучения могут проводиться консультативные занятия, позволяющие обучающимся с ограниченными возможностями адаптироваться к учебному процессу.
В процессе ведения учебной дисциплины профессорско-преподавательскому составу рекомендуется использование социально-активных и рефлексивных методов обучения, технологий социокультурной реабилитации с целью оказания помощи обучающимся с ограниченными возможностями здоровья в установлении полноценных межличностных

отношений с другими обучающихся, создании комфортного психологического климата в учебной группе.
Особенности проведения текущей и промежуточной аттестации по дисциплине для обучающихся с ограниченными возможностями здоровья устанавливаются с учетом индивидуальных психофизических особенностей (устно, письменно на бумаге, письменно на компьютере, в форме тестирования и другое). При необходимости предоставляется дополнительное время для подготовки ответа на экзамене (зачете).