

Министерство науки и высшего образования
Российской Федерации

Федеральное государственное бюджетное
образовательное учреждение высшего образования
«Донецкий государственный университет»

Химический факультет
Кафедра неорганической химии



УТВЕРЖДАЮ
проректор

П.А. Машаров

П.А. Машаров

«29» марта 2024 г.
МП

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ
НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Укрупненная группа направлений подготовки	04.00.00 Химия
Программа высшего образования	Программа специалитета
Специальность	04.05.01 Фундаментальная и прикладная химия
Квалификация	Химик. Преподаватель химии
Форма обучения	Очная

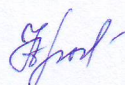
Рабочая программа адаптирована для лиц
с ограниченными возможностями здоровья и инвалидов

Донецк 2024

Рабочая программа дисциплины «Неорганическая химия» для обучающихся по специальности 04.05.01 Фундаментальная и прикладная химия, составлена на основании Федерального государственного образовательного стандарта высшего образования – специалитет по специальности 04.05.01 Фундаментальная и прикладная химия, утвержденного приказом Министерства образования и науки Российской Федерации от 13 июля 2017 г. № 652 (с изм. и доп.), Порядка организации и осуществления образовательной деятельности по образовательным программам высшего образования – программам бакалавриата, программам специалитета, программам магистратуры, утвержденного приказом Министерства науки и высшего образования Российской Федерации от 06 апреля 2021 г. № 245 (с изм. и доп.), в соответствии с учебным планом, утвержденным Ученым советом ФГБОУ ВО «ДонГУ» для набора 2024 года.

Разработчик:

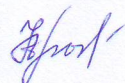
доцент кафедры неорганической химии,
канд. хим. наук, доцент



Н.В. Яблочкова

Рабочая программа одобрена на заседании кафедры неорганической химии.
Протокол от 26.03.2024 г. № 14

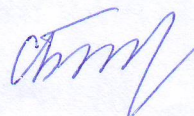
Заведующий кафедрой



Н.В. Яблочкова

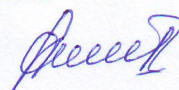
СОГЛАСОВАНО:

Декан химического факультета
28.03.2024 г.



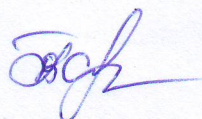
С.Г. Бахтин

Учебно-методическая комиссия химического факультета
Протокол от 27.03.2024 г. № 2.
Председатель



Р.И. Лыга

Руководитель основной профессиональной
образовательной программы,
канд. хим. наук, доц.
28.03.2024 г.



О.В. Баранова

1. МЕСТО ДИСЦИПЛИНЫ В СТРУКТУРЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЙ ПРОГРАММЫ

1.1. Требования к предварительной подготовке обучающихся, предшествующие и сопутствующие дисциплины, на которых основывается изучение данной:

базовая подготовка по химии в объёме программы средней школы;

дисциплины программы специалитета: Математика, Физика.

1.2. Дисциплины, курсовые работы и практики, для которых освоение данной дисциплины необходимо как предшествующее:

Аналитическая химия, физическая химия, кристаллохимия, основы неорганического синтеза, производственная практика: технологическая.

2. ОПИСАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

2.1. Общая характеристика

Наименование показателя	Значение показателя
Название образовательной программы	04.05.01 Фундаментальная и прикладная химия (программа специалитета)
Шифр и название в соответствии с учебным планом	Б1.Б.14. Неорганическая химия
Часть образовательной программы	Базовая часть
Количество зачетных единиц/ всего часов	17 / 612

2.2. Распределение часов по формам и периодам обучения

Форма обучения	курс	семестр	Общее количество часов					Форма контроля
			лекционных	лабораторных	практических	самостоятельной работы+ контроль	всего	
Очная	1	1	51	51	-	150	252	экзамен
Очная	1	2	45	60	-	111	216	экзамен
Очная	2	3	51	51	-	42	144	экзамен
Очная, всего			147	162	-	303	612	

3. ЦЕЛИ ДИСЦИПЛИНЫ

Усвоение теоретических основ общей и неорганической химии, которые позволили бы овладеть основными законами и понятиями, оперировать ими при изучении отдельных дисциплин; обобщить фактический материал школьного курса; рассмотреть основные аспекты химии простых веществ и соединений s-, p- и d-элементов, определить роль неорганической химии в решении физических, экологических, научно-исследовательских, хозяйственных задач.

Изучение фактического материала по химии основных элементов и тенденций в изменении свойств простых веществ и соединений элементов по группам и периодам периодической системы. Изучение взаимодействия различных веществ с окружающей средой, их физиологическое и фармакологическое действие, применение в практической деятельности человека, экологических проблем, связанных с их использованием.

4. КОМПЕТЕНЦИИ ОБУЧАЮЩЕГОСЯ, ФОРМИРУЕМЫЕ В РЕЗУЛЬТАТЕ ОСВОЕНИЯ КОМПОНЕНТА ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЙ ПРОГРАММЫ, ИХ ИНДИКАТОРЫ И ПЛАНИРУЕМЫЕ РЕЗУЛЬТАТЫ ОБУЧЕНИЯ

4.1. Компетенции

ОПК-2. Способен проводить химический эксперимент с использованием современного оборудования, соблюдая нормы техники безопасности

4.2. Индикаторы компетенций

ОПК-2.1. Работает с химическими веществами с соблюдением норм техники безопасности

4.3. Результаты обучения

ОПК-2.1.1. Знает основные понятия и законы химии; генетическую связь между различными классами неорганических соединений; зависимость свойств элементов от строения их электронных оболочек; положение неметаллов и металлов в периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева, взаимосвязь между строением веществ и их превращениями в неорганических системах; основные свойства элементов-неметаллов и металлов, переходных элементов и их соединений; основы синтеза веществ в лаборатории и промышленности; правила техники безопасности при работе в химической лаборатории.

ОПК-2.1.2. Умеет характеризовать s-, p- и d-элементы по их положению в периодической системе Д.И. Менделеева; общие химические свойства металлов, неметаллов, основных классов неорганических соединений; объяснять зависимость свойств неорганических соединений от их состава, строения и способов образования химической связи; решать различные химические задачи (расчетные, тестовые и экспериментальные); выполнять химический эксперимент по получению различных неорганических веществ, определению их качественного состава и изучению свойств.

ОПК-2.1.3. Владеет навыками пользования химической посудой и приборами; приемами осуществления химического эксперимента; возможностями поиска необходимой информации в научной и справочной литературе; приемами оформления результатов эксперимента и расшифровки их.

5. ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ

Название темы	Краткое содержание темы (вопросы темы)
1. Основные понятия и законы химии	1.1. Простые и сложные вещества. 1.2. Химическая формула. 1.3. Количество вещества. 1.4. Валентность и степень окисления. 1.5. Основные газовые законы. 1.6. Вещества постоянного и переменного состава. 1.7. Полиморфизм. Аллотропия. 1.8. Агрегатное состояние вещества. 1.9. Индивидуальные вещества и смеси. 1.10. Физические и химические явления. Уравнение реакции. 1.11. Закон сохранения массы и энергии. 1.12. Эквивалент. Закон эквивалентов. 1.13. Растворы. Растворитель. Способы выражения концентраций растворов
2. Основные классы неорганических соединений	2.1. Металлы и неметаллы. 2.2. Бинарные соединения кислорода.

	<p>2.3. Классификация оксидов.</p> <p>2.4. Кислотные и основные оксиды.</p> <p>2.5. Основания.</p> <p>2.6. Кислоты.</p> <p>2.7. Константы диссоциации кислот. Сильные и слабые кислоты.</p> <p>2.8. Соли.</p> <p>2.9. Генетическая связь между основными классами неорганических соединений.</p> <p>2.10. Амфотерность.</p>
3. Строение атома	<p>3.1. Основы атомно-молекулярного учения.</p> <p>3.2. Модель строения атома Томсона.</p> <p>3.3. Планетарная модель строения атома.</p> <p>3.4. Гипотеза Планка.</p> <p>3.5. Квантовая модель строения атома.</p> <p>3.6. Постулаты Бора.</p> <p>3.7. Корпускулярно-волной дуализм. Принцип неопределенности Гейзенберга.</p> <p>3.8. Волновая функция. Волновое уравнение Шрёдингера.</p> <p>3.9. Орбиталь. Квантовые числа.</p> <p>3.10. Заполнение электронов в атоме. Электронные конфигурации атомов и ионов.</p> <p>3.11. Строение атомного ядра.</p> <p>3.12. Радиоактивность.</p>
4. Периодический закон и периодическая система Д. И. Менделеева	<p>4.1. Периодический закон и периодическая система элементов Д.И. Менделеева. Современная формулировка Периодического закона.</p> <p>4.2. Семейства элементов.</p> <p>4.3. Структурные фрагменты периодической системы.</p> <p>4.4. Типы периодичности (главная, внутренняя, вторичная, диагональная схожесть).</p> <p>4.5. Радиус атома. Потенциал ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность.</p>
5. Химическая связь	<p>5.1. Общие положения.</p> <p>5.2. Энергия двухатомной системы.</p> <p>5.3. Правила запрета симметрии.</p> <p>5.4. Механизмы образования связи.</p> <p>5.5. Уравнение Шрёдингера для H^{2+} и его решение.</p> <p>5.6. Типы химической связи.</p> <p>5.7. Длина и энергия связи.</p>
6. Ионный тип связи	<p>6.1. Условия образования ионного типа связи.</p> <p>6.2. Электростатическое взаимодействие двух ионов.</p> <p>6.3. Свойства ионной связи (полярность, ненаправленность, ненасыщенность).</p> <p>6.4. Координационные полиэдры и координационные числа (к.ч.).</p>

	6.5. Зависимость к.ч. от соотношения ионных радиусов. 6.6. Энергия ионного кристалла. 6.7. Поляризация ионов, правила Фаянса, степень ионности.
7. Ковалентная связь	7.1. Условия образования ковалентной связи. 7.2. Свойства ковалентной связи (полярность, направленность, насыщенность). 7.3. Длина и энергия связи. 7.4. Дипольный момент, полярность молекулы.
8. Метод валентных связей	8.1. Метод валентных связей (ВС). Общие положения. 8.2. Волновая функция, интегралы в методе ВС. 8.3. Вариационный подход. 8.4. Форма и энергия симметричных и асимметричных волновых функций. 8.5. σ -, π -, δ - связи. 8.6. Гибридизация орбиталей, конфигурация молекул, структурная формула.
9. Метод отталкивания валентных электронных пар	9.1. Основные положения метода. 9.2. Влияние неподеленных пар на геометрию молекулы.
10. Метод молекулярных орбиталей	10.1. Общие положения метода. 10.2. Волновая функция. 10.3. Типы орбиталей (связывающие, антисвязывающие, несвязывающие, малосвязывающие). 10.4. Интегралы в методе МО. 10.5. Кратность связи. 10.6. Диаграммы МО для двухатомных молекул I и II периодов (гомоядерные и гетероядерные). 10.7. Понятие о коллективной орбитали. 10.8. Метод МО для многоатомных бинарных молекул.
11. Невалентные силы.	11.1. Водородная связь. 11.2. Металлическая связь. 11.3. Силы межмолекулярного взаимодействия. 11.4. Условия образования. 11.5. Влияние на свойства соединений. 11.6. Зонная теория твердого тела. 11.7. Проводники, полупроводники, диэлектрики.
12. Термодинамические функции.	12.1. Термодинамические функции. 12.2. Понятие о системе. 12.3. Внутренняя энергия (ΔU), энтальпия (ΔH). 12.4. I закон термодинамики. 12.5. Зависимость ΔH и ΔU от температуры

	(закон Киргоффа). 12.6. Теплоемкость, связь между C_p и C_v . 12.7. Стандартное состояние.
13. Основы термохимии	13.1. Основы термохимии. 13.2. Закон Гесса, следствия из закона Гесса. 13.3. Теплоты образования и сгорания, энтальпийные (энергии) связей. 13.4. Способы расчета тепловых эффектов реакций.
14. Энтропия	14.1. Понятие об энтропии. 14.2. Зависимость ΔS от температуры, объема, давления. 14.3. Изменение энтропии в ходе реакции. 14.4. Условия самопроизвольного протекания реакций. 14.5. II закон термодинамики. 14.6. Расчет ΔS реакции.
15. Энергия Гиббса и энергия Гельмгольца	15.1 Энергия Гиббса (ΔG). 15.2. Энергия Гельмгольца. 15.3. Условия самопроизвольного протекания реакций (энтропийный и энтальпийный факторы). 15.4. Равновесие и условия его установления. 15.5. Термодинамический вывод константы равновесия. 15.6. Способы выражения константы равновесия (K^0 , K_c , K_p и K_x). 15.7. Зависимость константы от температуры (уравнение Вант-Гоффа). 15.8. Уравнение изотермы.
16. Химическое равновесие	16.1. Понятие химического равновесия. 16.2. Связь между константой равновесия и энергией Гиббса. 16.3. Влияние внешних факторов на состояние равновесия. 16.4. Условия смещения равновесия (принцип Ле Шателье). 16.5. Закономерности протекания реакций. 16.6. Направление протекания реакций.
17. Химическая кинетика	17.1. Основные понятия химической кинетики. 17.2. Скорость средняя и мгновенная. 17.3. Закон действующих масс. 17.4. Кинетическое уравнение. 17.5. Скорость в гомо- и гетерогенных системах. 17.6. Порядок и молекулярность реакции. 17.7. Константа скорости. 17.8. Механизм реакции. 17.9. Уравнение Аррениуса. Энергия активации. 17.10. Теория активных соударений.

	17.11. Влияние различных факторов на скорость реакции. 17.12. Кинетика сложных реакций.
18. Термодинамические аспекты процессов, протекающих в растворах	18.1. Термодинамика процесса растворения. 18.2. Типы растворов. 18.3. Зоны в растворе. 18.4. Правило фаз Гиббса. 18.5. Диаграммы однокомпонентных систем (H_2O и CO_2). 18.6. Диаграммы двухкомпонентных систем (с простой эвтектикой, с твердыми растворами, с новым соединением).
19. Коллигативные свойства растворов.	19.1. Понятие о коллигативных свойствах растворов. 19.2. I закон Рауля. 19.3. II закон Рауля. 19.4. Криоскопия, эбулиоскопия, крио- и эбулиоскопические постоянные. 19.5. Осмотическое давление, уравнение Вант – Гоффа. 19.6. Использование коллигативных свойств на практике.
20. Растворы электролитов	20.1. Теория электролитической диссоциации. 20.2. Процесс ионизации и диссоциации (изменение термодинамических функций). 20.3. Константа диссоциации. 20.4. Степень диссоциации. 20.5. Ступенчатая диссоциация. 20.6. Закон разведения Оствальда. 20.7. Влияние концентрации и температуры на состояние равновесия при диссоциации.
21. Вода как растворитель	21.1. Вода как растворитель. 21.2. Диссоциация, ионное произведение воды. 21.3. Концентрация $[H^+]$ и $[OH^-]$ в растворах. 21.4. pH раствора. 21.5. Индикаторы и другие методы определения pH. 21.6. Кислоты, основные соли с точки зрения электролитической диссоциации. 21.7. Буферные растворы.
22. Коллигативные свойства растворов электролитов	22.1. Коллигативные свойства растворов электролитов. 22.2. Изотонический коэффициент и его связь со степенью диссоциации. 22.3. Законы Рауля. 22.4. Осмос. 22.5. Экспериментальное определение молярных масс и степени диссоциации.
23. Гетерогенные равновесия	23.1. Гетерогенные равновесия. 23.2. Растворимость, произведение растворимости. 23.3. Расчет растворимости слабого

	<p>электролита и сильного электролита.</p> <p>23.4. Условия образования или растворения осадка.</p> <p>23.5. Влияние одноименных ионов на растворимость.</p>
24. Растворы сильных электролитов	<p>24.1. Растворы сильных электролитов.</p> <p>24.2. Ионная сила раствора.</p> <p>24.3. Активность, коэффициент активности.</p> <p>24.4. Теория Дебая – Гюккеля.</p> <p>24.5. Термодинамическая и концентрационная константы равновесия и их связь.</p> <p>24.6. Солевой эффект</p>
25. Гидролиз	<p>25.1 Понятие гидролиза.</p> <p>25.2 Гидролиз по катиону, по аниону, совместный.</p> <p>25.3. Константа и степень гидролиза.</p> <p>25.4. Влияние факторов на протекание гидролиза.</p> <p>25.5. Количество стадий гидролиза.</p> <p>25.6. Гидролиз кислых и основных солей.</p> <p>25.7. Гидролиз неэлектролитов.</p>
26. Окислительно-восстановительные реакции	<p>26.1. Окислительно-восстановительная реакция.</p> <p>26.2. Окислитель. Типичные окислители.</p> <p>26.3. Восстановитель. Типичные восстановители.</p>
27. Инертные и благородные газы.	<p>27.1. Положение инертных и благородных газов в периодической системе химических элементов.</p> <p>27.2. Химические и физические свойства.</p> <p>27.3. Нахождение в природе.</p>
28. Водород	<p>28.1. Место водорода в периодической системе элементов.</p> <p>28.2. Физические и химические свойства водорода.</p> <p>28.3. Применение.</p>
29. Галогены	<p>29.1. Общая характеристика.</p> <p>29.2. Физические и химические свойства простых веществ.</p> <p>29.3. Получение.</p> <p>29.4. Применение.</p> <p>29.5. Соединения галогенов с водородом.</p> <p>29.6. Галогеноводородные кислоты.</p> <p>29.7. Галогениды.</p> <p>29.8. Кислородсодержащие соединения галогенов. Оксиды. Кислоты.</p>
30. Халькогены	<p>30.1. Общая характеристика халькогенов.</p> <p>30.2. Кислород.</p> <p>30.3. Халькогеноводороды.</p> <p>30.4. Халькогениды.</p> <p>30.5. Полисульфоновые кислоты.</p> <p>30.6. Оксиды р-элементов VI группы.</p>

	30.7. Кислоты серы, селена, теллура. 30.8. Галогениды и оксогоалогениды
31. p-элементы V-группы	31.1. Общая характеристика p-элементов V-группы. 31.2. Химические и физические свойства простых веществ. 31.3. Получение простых веществ. 31.4. Применение. 31.5. Водородные соединения p-элементов V-группы. 31.6. Оксиды и кислородсодержащие кислоты азота и их соли. 31.7. Кислородсодержащие соединения фосфора, мышьяка, сурьмы и висмута 31.8. Сульфиды, галогениды и оксогоалогениды p-элементов V-группы.
32. p-элементы IV-группы	32.1. Общая характеристика p-элементов IV-группы. 32.2. Химические и физические свойства простых веществ. Получение. Применение. 32.3. Аллотропия углерода. 32.4. Гидриды. 32.5. Соединения углерода. 32.6. Соединения кремния. 32.7. Соединения германия, олова и свинца.
33. p-элементы III-группы.	33.1. Общая характеристика p-элементов III-группы. 33.2. Химические и физические свойства простых веществ. 33.3. Получение и применение простых веществ. 33.4. Соединения бора. 33.5. Химические свойства соединений алюминия и элементов подгруппы галлия. Получение. Применение.
34. s-элементы I и II групп и их соединения.	34.1. Общая характеристика s-элементов I и II групп. 34.2. Физические и химические свойства. 34.3. Получение. 34.4. Применение. 34.5. Соединения s-элементов I и II групп.
35. d-элементы	35.1. Общая характеристика 4f- и 5f-элементов и их соединений. 35.2. Соединения элементов подгруппы скандия. 35.3. Общая характеристика элементов подгруппы титана. 35.4. Соединения элементов подгруппы титана. 35.5. Общая характеристика элементов подгруппы ванадия. 35.6. Соединения элементов подгруппы ванадия.

	35.7. Общая характеристика d-элементов VI группы. 35.8. Соединения хрома. 35.9. Химические и физические свойства соединений молибдена. 35.10. Химические и физические свойства соединений вольфрама. 35.11. Соединения элементов подгруппы марганца. 35.12. d-элементы VIII группы. Семейство железа. 35.13. Платиновые металлы и их соединения 35.14. Элементы подгруппы цинка 35.15. Элементы подгруппы меди.
--	---

6. СТРУКТУРА И СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

6.1. Форма обучения – очная, курс – 1, семестр – 1

Наименования разделов и тем	Количество часов				
	Лекц.	Лабор.	Практ.	СРС+К	Всего
Раздел 1. Основные понятия и законы химии	6	8	-	12	26
Простые и сложные вещества.	0,2	-	-	0,5	0,7
Химическая формула.	0,2	-	-	0,5	0,7
Количество вещества.	0,2	-	-	1	1,2
Валентность и степень окисления.	0,2	1	-	1	2,2
Основные газовые законы.	1,5	2	-	1	4,5
Вещества постоянного и переменного состава.	0,5	1	-	1	2,5
Полиморфизм. Аллотропия.	0,5	-	-	1	1,5
Агрегатное состояние вещества.	0,2	-	-	1	1,2
Индивидуальные вещества и смеси.	0,5	-	-	1	1,5
Физические и химические явления. Уравнение реакции.	0,5	-	-	1	1,5
Закон сохранения массы и энергии.	0,5	-	-	1	1,5
Эквивалент. Закон эквивалентов.	0,5	2	-	1	3,5
Растворы. Растворитель. Способы выражения концентраций растворов	0,5	2	-	1	3,5
Раздел 2. Основные классы неорганических соединений	6	8	-	10	24
Металлы и неметаллы.	1	1	-	1	3
Бинарные соединения кислорода.	1	1	-	1	3
Классификация оксидов.	0,5	-	-	1	1,5
Кислотные и основные оксиды.	0,5	1	-	1	2,5
Основания.	0,5	1	-	1	2,5
Кислоты.	0,5	1	-	1	2,5
Константы диссоциации кислот. Сильные и слабые кислоты.	0,5	1	-	1	2,5
Соли.	0,5	1	-	1	2,5
Генетическая связь между основными	0,5	1	-	1	2,5

классами неорганических соединений.					
Амфотерность.	0,5	-	-	1	1,5
Раздел 3. Строение атома	6	4	-	20	30
Основы атомно-молекулярного учения.	0,5	-	-	1	1,5
Модель строения атома Томсона.	0,5	-	-	1	1,5
Планетарная модель строения атома.	0,5	-	-	1	1,5
Гипотеза Планка.	0,5	-	-	2	2,5
Квантовая модель строения атома.	0,5	-	-	2	2,5
Постулаты Бора.	0,5	-	-	1	1,5
Корпускулярно-волновой дуализм. Принцип неопределенности Гейзенберга.	0,5	-	-	2	2,5
Волновая функция. Волновое уравнение Шрёдингера.	0,5	1	-	2	3,5
Орбиталь. Квантовые числа.	0,5	1	-	2	3,5
Заполнение электронов в атоме. Электронные конфигурации атомов и ионов.	0,5	1	-	2	3,5
Строение атомного ядра.	0,5	1	-	2	3,5
Радиоактивность.	0,5	-	-	2	2,5
Раздел 4. Периодический закон и периодическая система Д. И. Менделеева	4	4	-	10	18
Периодический закон и периодическая система элементов Д.И. Менделеева. Современная формулировка Периодического закона.	0,5	-	-	2	2,5
Семейства элементов.	1	1	-	2	4
Структурные фрагменты периодической системы.	0,5	1	-	2	3,5
Типы периодичности (главная, внутренняя, вторичная, диагональная схожесть).	1	1	-	2	4
Радиус атома. Потенциал ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность.	1	1	-	2	4
Раздел 5. Химическая связь	6	4	-	14	24
Общие положения.	0,5	-	-	2	2,5
Энергия двухатомной системы.	0,5	-	-	2	2,5
Правила запрета симметрии.	1	-	-	2	3
Механизмы образования связи.	1	-	-	2	3
Уравнение Шрёдингера для H^{2+} и его решение.	1	-	-	2	3
Типы химической связи.	1	2	-	2	5
Длина и энергия связи.	1	2	-	2	5
Раздел 6. Ионный тип связи	4	4	-	14	22
Условия образования ионного типа связи.	0,5	-	-	2	2,5
Электростатическое взаимодействие двух ионов.	0,5	-	-	2	2,5
Свойства ионной связи (полярность, ненаправленность, ненасыщенность).	0,5	1	-	2	3,5
Координационные полиэдры и координационные числа (к.ч.).	0,5	1	-	2	3,5

Зависимость к.ч. от соотношения ионных радиусов.	0,5	1	-	2	3,5
Энергия ионного кристалла.	0,5	1	-	2	3,5
Поляризация ионов, правила Фаянса, степень ионности.	1	-	-	2	3
Раздел 7. Ковалентная связь	2	2	-	10	14
Условия образования ковалентной связи.	0,5	-	-	2	2,5
Свойства ковалентной связи (полярность, направленность, насыщенность).	0,5	1	-	2	3,5
Длина и энергия связи.	0,5	-	-	3	3,5
Дипольный момент, полярность молекулы.	0,5	1	-	3	4,5
Раздел 8. Метод валентных связей	3	5	-	12	20
Метод валентных связей (ВС). Общие положения.	0,5	1	-	2	3,5
Волновая функция, интегралы в методе ВС.	0,5	-	-	2	2,5
Вариационный подход.	0,5	1	-	2	3,5
Форма и энергия симметричных и асимметричных волновых функций.	0,5	1	-	2	3,5
σ -, π -, δ - связи.	0,5	1	-	2	3,5
Гибридизация орбиталей, конфигурация молекул, структурная формула.	0,5	1	-	2	3,5
Раздел 9. Метод отталкивания валентных электронных пар	2	2	-	15	19
Основные положения метода.	1	-	-	7	8
Влияние неподеленных пар на геометрию молекулы.	1	2	-	8	11
Раздел 10. Метод молекулярных орбиталей	6	5	-	20	27
Общие положения метода.	1	-	-	2	3
Волновая функция.	1	1	-	4	6
Типы орбиталей (связывающие, антисвязывающие, несвязывающие, малосвязывающие).	1	1	-	2	4
Интегралы в методе МО.	0,5	-	-	4	4,5
Кратность связи.	0,5	1	-	4	5,5
Диаграммы МО для двухатомных молекул I и II периодов (гомоядерные и гетероядерные).	0,5	1	-	4	5,5
Понятие о коллективной орбитали.	0,5	-	-	2	2,5
Метод МО для многоатомных бинарных молекул.	1	1	-	2	4
Раздел 11. Невалентные силы	6	5	-	13	24
Водородная связь.	0,5	1	-	2	3,5
Металлическая связь.	0,5	1	-	2	3,5
Силы межмолекулярного взаимодействия.	1	-	-	2	3
Условия образования.	0,5	-	-	2	2,5
Влияние на свойства соединений.	1	1	-	2	4
Зонная теория твердого тела.	1	1	-	1	3
Проводники, полупроводники,	1,5	1	-	2	4,5

диэлектрики.					
ИТОГО ЗА 1 СЕМЕСТР	51	51	-	150	252

6.2. Форма обучения – очная, курс – 1, семестр – 2

Наименования разделов и тем	Количество часов				
	Лекц.	Лабор.	Практ.	СРС+К	Всего
Раздел 12. Термодинамические функции	3	5	-	10	18
Термодинамические функции.	0,2	1	-	2	3,2
Понятие о системе.	0,2	1	-	1	2,2
Внутренняя энергия (ΔU), энтальпия (ΔH).	0,2	-	-	1	1,2
I закон термодинамики.	0,4	1	-	2	3,4
Зависимость ΔH и ΔU от температуры (закон Киргоффа).	1	1	-	2	4
Теплоемкость, связь между C_p и C_v .	0,5	1	-	1	2,5
Стандартное состояние.	0,5	-	-	1	1,5
Раздел 13. Основы термохимии	4	6	-	10	20
Основы термохимии.	1	1,5	-	2	4,5
Закон Гесса, следствия из закона Гесса.	1	1,5	-	3	5,5
Теплоты образования и сгорания, энтальпийные (энергии) связей.	1	1,5	-	2	4,5
Способы расчета тепловых эффектов реакций.	1	1,5	-	3	5,5
Раздел 14. Энтропия	4	4	-	12	20
Понятие об энтропии.	0,5	-	-	2	2,5
Зависимость ΔS от температуры, объема, давления.	0,5	1	-	2	3,5
Изменение энтропии в ходе реакции.	0,5	1	-	2	3,5
Условия самопроизвольного протекания реакций.	1	1	-	2	4
II закон термодинамики.	0,5	-	-	2	2,5
Расчет ΔS реакции.	1	1	-	2	4
Раздел 15. Энергия Гиббса и энергия Гельмгольца	2	4	-	10	16
Энергия Гиббса (ΔG).	0,2	-	-	1	1,2
Энергия Гельмгольца.	0,2	-	-	1	1,2
Условия самопроизвольного протекания реакций (энтропийный и энтальпийный факторы).	0,4	1	-	2	3,4
Равновесие и условия его установления.	0,2	1	-	2	3,2
Термодинамический вывод константы равновесия.	0,3	1	-	1	2,3
Способы выражения константы равновесия (K^0 , K_c , K_p и K_x).	0,2	1	-	1	2,2
Зависимость константы от температуры (уравнение Вант-Гоффа).	0,2	-	-	1	1,2
Уравнение изотермы.	0,2	-	-	1	1,2
Раздел 16. Химическое равновесие	5	10	-	6	21
Понятие химического равновесия.	0,5	1	-	1	2,5

Связь между константой равновесия и энергией Гиббса.	0,5	1	-	1	2,5
Влияние внешних факторов на состояние равновесия.	1	2	-	1	4
Условия смещения равновесия (принцип Ле Шателье).	1	2	-	1	4
Закономерности протекания реакций	1	2	-	1	4
Направление протекания реакций.	1	2	-	1	4
Раздел 17. Химическая кинетика	6	6	-	5	13
Основные понятия химической кинетики.	0,5	-	-	0,5	1
Скорость средняя и мгновенная.	0,5	1	-	0,5	2
Закон действующих масс.	0,5	1	-	0,5	2
Кинетическое уравнение.	0,5	-	-	0,5	1
Скорость в гомо- и гетерогенных системах.	0,5	1	-	0,5	2
Порядок и молекулярность реакции.	0,5	1	-	0,5	2
Константа скорости.	0,5	-	-	0,5	1
Механизм реакции.	0,5	-	-	0,5	1
Уравнение Аррениуса. Энергия активации.	0,5	-	-	0,5	1
Теория активных соударений.	0,5	-	-	0,2	0,7
Влияние различных факторов на скорость реакции.	0,5	1	-	0,2	1,7
Кинетика сложных реакций.	0,5	1	-	0,1	1,6
Раздел 18. Термодинамические аспекты процессов, протекающих в растворах	2	2	-	4	8
Термодинамика процесса растворения.	0,3	1	-	1	2,3
Типы растворов.	0,2	-	-	1	1,2
Зоны в растворе.	0,3	-	-	0,5	0,8
Правило фаз Гиббса.	0,2	-	-	0,5	0,7
Диаграммы однокомпонентных систем (H_2O и CO_2).	0,5	1	-	0,5	2
Диаграммы двухкомпонентных систем (с простой эвтектикой, с твердыми растворами, с новым соединением).	0,5	-	-	0,5	1
Раздел 19. Коллигативные свойства растворов.	2	2	-	4	8
Понятие о коллигативных свойствах растворов.	0,2	-	-	0,5	0,7
I закон Рауля.	0,3	0,5	-	0,5	1,3
II закон Рауля.	0,3	0,5	-	0,5	1,3
Криоскопия, эбулиоскопия, крио- и эбулиоскопические постоянные.	0,2	0,5	-	0,5	1,2
Осмотическое давление, уравнение Вант – Гоффа.	0,5	0,5	-	1	2
Использование коллигативных свойств на практике.	0,5	-	-	1	1,5
Раздел 20. Растворы электролитов	3	3	-	6	12
Теория электролитической диссоциации.	0,5	-	-	1	1,5

Процесс ионизации и диссоциации (изменение термодинамических функций).	0,5	-	-	1	1,5
Константа диссоциации.	0,3	1	-	1	2,3
Степень диссоциации.	0,2	-	-	1	1,2
Ступенчатая диссоциация.	0,5	1	-	1	2,5
Закон разведения Оствальда.	0,5	-	-	0,5	1
Влияние концентрации и температуры на состояние равновесия при диссоциации	0,5	1	-	0,5	2
Раздел 21. Вода как растворитель	2	2	-	4	8
Вода как растворитель.	0,3	-	-	0,5	0,8
Диссоциация, ионное произведение воды.	0,2	-	-	0,5	0,7
Концентрация $[H^+]$ и $[OH^-]$ в растворах.	0,3	-	-	0,5	0,8
pH раствора.	0,2	-	-	0,5	0,7
Индикаторы и другие методы определения pH.	0,3	1	-	0,5	1,8
Кислоты, основные соли с точки зрения электролитической диссоциации.	0,2	-	-	0,5	0,7
Буферные растворы.	0,5	1	-	1	2,5
Раздел 22. Коллигативные свойства растворов электролитов.	2	4	-	4	10
Коллигативные свойства растворов электролитов.	0,3	1	-	0,5	1,8
Изотонический коэффициент и его связь со степенью диссоциации.	0,2	-	-	0,5	0,7
Законы Рауля.	0,5	1	-	1	2,5
Осмоз.	0,5	1	-	1	2,5
Экспериментальное определение молярных масс и степени диссоциации.	0,5	1	-	1	2,5
Раздел 23. Гетерогенные равновесия	2	6	-	6	14
Гетерогенные равновесия.	0,2	1	-	1	2,2
Растворимость, произведение растворимости.	0,3	1	-	1	2,3
Расчет растворимости слабого электролита и сильного электролита.	0,5	1	-	2	3,5
Условия образования или растворения осадка.	0,5	2	-	1	3,5
Влияние одноименных ионов на растворимость.	0,5	1	-	1	2,5
Раздел 24. Растворы сильных электролитов	2	2	-	6	10
Растворы сильных электролитов.	0,3	-	-	1	1,3
Ионная сила раствора.	0,2	-	-	1	1,2
Активность, коэффициент активности.	0,3	-	-	1	1,3
Теория Дебая – Гюккеля.	0,2	1	-	1	2,2
Термодинамическая и концентрационная константы равновесия и их связь.	0,5	-	-	1	1,5
Солевой эффект	0,5	1	-	1	2,5
Раздел 25. Гидролиз	3	2	-	11	16
Понятие гидролиза.	0,2	-	-	2	2,2
Гидролиз по катиону, по аниону, совместный.	0,3	0,5	-	2	2,8

Константа и степень гидролиза.	0,5	0,5	-	2	3
Влияние факторов на протекание гидролиза.	0,5	0,5	-	2	3
Количество стадий гидролиза.	0,5	-	-	1	1,5
Гидролиз кислых и основных солей.	0,5	0,5	-	1	2
Гидролиз неэлектролитов.	0,5	-	-	1	1,5
Раздел 26. Окислительно-восстановительные реакции	3	2	-	13	18
Окислительно-восстановительная реакция.	1	-	-	3	4
Окислитель. Типичные окислители.	1	1	-	5	7
Восстановитель. Типичные восстановители.	1	1	-	5	7
ВСЕГО ЗА 2 СЕМЕСТР	45	60	-	111	216

6.3. Форма обучения – очная, курс – 2, семестр – 3

Наименования разделов и тем	Количество часов				
	Лекц.	Лабор.	Практ.	СРС+К	Всего
Раздел 27. Инертные и благородные газы.	1	1	-	6	8
Положение инертных и благородных газов в периодической системе химических элементов.	0,5	-	-	1	1,5
Химические и физические свойства.	0,5	1	-	2	3,5
Нахождение в природе.	-	-	-	3	3
Раздел 28. Водород	1	1	-	6	8
Место водовода в периодической системе элементов.	-	-	-	2	2
Физические и химические свойства водовода.	1	1	-	3	5
Применение.	-	-	-	1	1
Раздел 29. Галогены	8	8	-	5	21
Общая характеристика.	1	1	-	0,5	2,5
Физические и химические свойства простых веществ.	1	1	-	1	3
Получение.	1	1	-	0,5	2,5
Применение.	1	1	-	0,5	2,5
Соединения галогенов с водородом.	1	1	-	1	3
Галогеноводородные кислоты.	1	1	-	0,5	2,5
Галогениды.	1	1	-	0,5	2,5
Кислородсодержащие соединения галогенов. Оксиды. Кислоты.	1	1	-	0,5	2,5
Раздел 30. Халькогены	8	8	-	5	21
Общая характеристика халькогенов.	1	1	-	0,5	2,5
Кислород.	1	1	-	0,5	2,5
Халькогеноводороды.	1	1	-	1	3
Халькогениды.	1	1	-	0,5	2,5
Полисульфоновые кислоты.	1	1	-	0,5	2,5
Оксиды р-элементов VI группы.	1	1	-	0,5	2,5
Кислоты серы, селена, теллура.	1	1	-	0,5	2,5
Галогениды и оксогалогениды	1	1	-	1	3

Раздел 31. p-элементы V-группы	8	8	-	5	21
Общая характеристика p-элементов V-группы.	1	1	-	0,5	2,5
Химические и физические свойства простых веществ.	1	1	-	0,5	2,5
Получение простых веществ.	1	1	-	0,5	2,5
Применение.	1	1	-	0,5	2,5
Водородные соединения p-элементов V-группы.	1	1	-	0,5	2,5
Оксиды и кислородсодержащие кислоты азота и их соли	1	1	-	0,5	2,5
Кислородсодержащие соединения фосфора, мышьяка, сурьмы и висмута	1	1	-	1	3
Сульфиды, галогениды и оксогалогениды p-элементов V-группы.	1	1	-	1	3
Раздел 32. p-элементы IV-группы	8	8	-	5	21
Общая характеристика p-элементов IV-группы.	0,5	0,5	-	0,5	1,5
Химические и физические свойства простых веществ. Получение. Применение.	2,5	2,5	-	1	6
Аллотропия углерода.	1	1	-	0,5	2,5
Гидриды.	1	1	-	0,5	2,5
Соединения углерода.	1	1	-	0,5	2,5
Соединения кремния.	1	1	-	1	3
Соединения германия, олова и свинца.	1	1	-	1	3
Раздел 33. p-элементы III-группы	6	6	-	3	15
Общая характеристика p-элементов III-группы.	1	-	-	0,5	1,5
Химические и физические свойства простых веществ.	1	2	-	1	4
Получение и применение простых веществ.	1	1	-	0,5	2,5
Соединения бора.	1	1	-	0,5	2,5
Химические свойства соединений алюминия и элементов подгруппы галлия. Получение. Применение.	2	2	-	0,5	4,5
Раздел 34. s-элементы I и II групп и их соединения.	3	2	-	2	7
Общая характеристика s-элементов I и II групп.	0,5	-	-	0,2	0,7
Физические и химические свойства.	0,5	0,5	-	0,3	1,3
Получение.	0,5	0,5	-	0,5	1,5
Применение.	0,5	0,5	-	0,5	1,5
Соединения s-элементов I и II групп.	1	0,5	-	0,5	2
Раздел 35. d-элементы	8	8	-	5	21
Общая характеристика 4f- и 5f-элементов и их соединений.	0,5	-	-	0,2	0,7
Соединения элементов подгруппы скандия.	1	0,5	-	0,2	1,7

Общая характеристика элементов подгруппы титана.	0,5	-	-	0,2	0,7
Соединения элементов подгруппы титана.	1	1	-	0,2	2,2
Общая характеристика элементов подгруппы ванадия.	0,5	-	-	0,5	1
Соединения элементов подгруппы ванадия.	0,5	1	-	0,5	2
Общая характеристика d-элементов VI группы.	0,3	-	-	0,5	0,8
Соединения хрома.	0,2	1	-	0,5	1,7
Химические и физические свойства соединений молибдена.	0,3	1	-	0,5	1,8
Химические и физические свойства соединений вольфрама.	0,2	1	-	0,5	1,7
Соединения элементов подгруппы марганца.	0,5	1	-	0,2	1,7
d-элементы VIII группы. Семейство железа.	0,5	0,5	-	0,3	1,3
Платиновые металлы и их соединения	0,5	-	-	0,2	0,7
Элементы подгруппы цинка	1	0,5	-	0,3	1,8
Элементы подгруппы меди.	0,5	0,5	-	0,2	1,2
ИТОГО ЗА 3 СЕМЕСТР	51	51	-	42	144

7. ОЦЕНОЧНЫЕ МАТЕРИАЛЫ (СРЕДСТВА) ДЛЯ ТЕКУЩЕГО КОНТРОЛЯ УСПЕВАЕМОСТИ, ПРОМЕЖУТОЧНОЙ АТТЕСТАЦИИ

7.1. Контрольные вопросы

Раздел 1

1. Простые и сложные вещества.
2. Химическая формула.
3. Количество вещества.
4. Молярная масса вещества.
5. Вещества молекулярного и немолекулярного строения.
6. Атомная единица массы. Атомная и молекулярная массы. Относительные атомная и молекулярные массы.
7. Валентность и степень окисления. Максимальная и минимальная степень окисления элемента. Правила определения степеней окисления.
8. Закон кратных отношений. Закон постоянства состава.
9. Вещества постоянного и переменного состава.
10. Строение идеальных и реальных кристаллов.
11. Область гомогенности.
12. Полиморфизм. Аллотропия.
13. Твердое, жидкое и газообразное состояние вещества.
14. Фазовые переходы первого рода.
15. Ближний и дальний порядок.
16. Типы кристаллических решеток.
17. Индивидуальные вещества и смеси.
18. Массовая, мольная и объемные доли.
19. Идеальный газ.
20. Изотермический, изохорный и изобарный процессы. Изохора, изотерма, изобара.

21. Абсолютная шкала температур.
22. Законы Бойля-Мариотта, Гей-Люссака, Шарля, Авогадро (и следствия из него), Дальтона. Объединенный газовый закон. Закон объемных отношений.
23. Молярный объем газа.
24. Парциальное давление газа.
25. Нормальные условия.
26. Уравнение состояния идеального газа. Универсальная газовая постоянная (физический смысл, значения, единицы измерения).
27. Воздух (качественный и количественный состав).
28. Уравнение состояния реального газа.
29. Физические и химические явления.
30. Уравнение реакции. Реакции соединения, разложения, замещения и обмена.
31. Реакция нейтрализации.
32. Электролиз.
33. Закон сохранения массы и энергии.
34. Уравнение Эйнштейна.
35. Эквивалент. Закон эквивалентов.
36. Молярная масса эквивалента (эквивалентная масса элемента). Молярные массы эквивалентов простых ионов, оксидов, кислот, оснований, солей.
37. Растворы. Растворитель. Массовая доля вещества в растворе. Молярная, нормальная, моляльная концентрации. Титр.

Раздел 2

1. Металлы и неметаллы.
2. Активные, неактивные металлы и средней активности металлы.
3. Способы получения металлов.
4. Черная и цветная металлургия. Сплавы.
5. Бинарные соединения кислорода: оксиды, пероксиды, супероксиды (надпероксиды), озониды.
6. Классификация оксидов.
7. Химические свойства кислотных оксидов.
8. Химические свойства основных оксидов.
9. Основные способы получения оксидов.
10. Смешанные оксиды.
11. Основания.
12. Классификация оснований.
13. Химические свойства нерастворимых оснований.
14. Химические свойства растворимых оснований.
15. Способы получения оснований.
16. Кислоты.
17. Классификация кислот.
18. Константы диссоциации кислот. Сильные и слабые кислоты.
19. Химические свойства кислот.
20. Способы получения кислот.
21. Соли.
22. Классификация солей.
23. Способы получения солей.
24. Генетическая связь между основными классами неорганических соединений.
25. Амфотерность. Соединения, проявляющие амфотерные свойства.
26. Условия протекания реакций в растворах до конца.

Раздел 3

1. Основы атомно-молекулярного учения. Предпосылки создания модели строения атома.
2. Модель строения атома Томсона.
3. Опыты Резерфорда (Эксперимент Гейгера - Марсдена).
4. Планетарная модель строения атома. Недостатки модели атома Резерфорда.
5. Гипотеза Планка.
6. Спектр атома водорода.
7. Квантовая модель строения атома.
8. Постулаты Бора. Радиусы и энергия боровских орбит. Недостатки теории Бора.
9. Объединенная теория Бора-Зоммерфельда.
10. Гипотеза де Бройля.
11. Корпускулярно-волной дуализм.
12. Принцип неопределенности Гейзенберга.
13. Волновая функция.
14. Что определяет волновое уравнение Шрёдингера? Что является решением уравнения Шрёдингера? Какие ограничения накладываются на волновую функцию и почему?
15. Функция радиального распределения электронной плотности.
16. Орбиталь.
17. Радиальная, азимутальная и меридиальная составляющая волновой функции.
18. Квантовые числа (что характеризуют и какие значения принимают?)
19. Формы орбиталей и их расположение в пространстве.
20. Заполнение электронов в атоме (правило Клечковского. Ряд минимальных энергий. Принцип Паули. Правило Хунда).
21. Электронные конфигурации атомов и ионов.
22. «Валентный» уровень. Проскок электрона: объяснение проскока электронов у d-элементов.
23. Устойчивость орбиталей.
24. Строение атомного ядра. Нуклоны. Протонно-нейтронная модель ядра. Массовое число. Дефект массы.
25. Устойчивость ядер. Изотопы, изотоны, изобары, изомеры. Период полураспада. Радиоактивные и трансурановые элементы. Эффективный заряд ядра. Радиоактивность. Правила радиоактивного распада.

Раздел 4

1. Радиус атома. Изменение в периодах и группах. Лантанидное сжатие.
2. Влияние размеров атомов и ионов на свойства простых и сложных соединений.
3. Потенциал ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность. Изменение в периодах и группах.
4. Семейства атомов.
5. Современная формулировка периодического закона.
6. Главная, внутренняя и вторичная периодичность.

Раздел 5

1. Химическая связь.
2. Типы химической связи.
3. Гомо- и гетеродесмические соединения.
4. Характеристики химической связи (энергия, длина, валентный угол).
5. Доквантовомеханические подходы к описанию образования химической связи.

Раздел 6

1. Ионный тип связи.
2. Степень ионности связи.
3. Энергия взаимодействия двух противоположно заряженных ионов.
4. Энергия кристаллической решетки (уравнения Борна-Ланде, Борна-Майера, Капустинского).
5. Факторы, влияющие на энергию кристаллической решетки.
6. Поляризация, ненасыщаемость и ненаправленность ионной связи.
7. Координационное число. Координационный полиэдр. Зависимость координационного числа от соотношения радиусов ионов. Правила Фаянса.
8. Основные свойства соединений с ионным типом связи.

Раздел 7

1. Ковалентная связь. Образование связи в молекулярном ионе H^{2+} с точки зрения электростатического взаимодействия.
2. Механизмы образования ковалентного типа связи. Правила запрета симметрии.
3. Поляризация ковалентной связи.
4. Дипольный момент связи, дипольный момент молекулы.
5. Насыщаемость ковалентной связи.
6. Валентности и ковалентность.
7. Зависимость максимальной валентности элемента от номера периода, в котором он расположен.
8. Направленность ковалентной связи.

Раздел 8

1. Образование связи в молекуле H_2 с точки зрения метода валентных связей.
2. Связывающее и антисвязывающее взаимодействия.
3. Основные положения метода валентных связей.
4. Образование σ -, π -, и δ -связей.
5. Гибридизация атомных орбиталей. Типы гибридизации. Расположение гибридных орбиталей в пространстве.

Раздел 9

1. Влияние неподеленных пар электронов на конфигурацию молекул (теория ОВЭП).

Раздел 10

1. Области связывания и антисвязывания.
2. Образование связи в молекулярном ионе H^{2+} с точки зрения метода молекулярных орбиталей.
3. Вклад кулоновского, обменного интегралов и интеграла перекрывания в энергию химической связи.
4. Понятие о молекулярных орбиталях.
5. Основные положения метода молекулярных орбиталей.
6. Типы и энергия молекулярных орбиталей.
7. Образование связи в молекуле H_2 с точки зрения метода молекулярных орбиталей.
8. Перекрывание орбиталей и энергетические диаграммы молекулярных орбиталей двухатомных молекул H_2 , N_2 , O_2 , CO .
9. Электронные конфигурации молекул и молекулярных ионов.
10. Сравнение методов валентных связей и молекулярных орбиталей.

Раздел 11

1. Водородная связь.
2. Влияние водородной связи на химические и физические свойства веществ.
3. Основные подходы к описанию образования водородной связи.
4. Связь с дефицитом электронов: образование связей в молекуле B_2H_6 . Многоцентровая электроно-дефицитная ($3с-2е$) связь (банановая связь).
5. Особенности свойства металлов. Образование связей в металлах. Металлическая связь.
6. Теория электронного газа.
7. Описание металлической связи методом молекулярных орбиталей.
8. Зонная теория проводимости твердых тел: проводники, полупроводники, диэлектрики.
9. Проводники первого и второго рода.
10. Межмолекулярное взаимодействие: ориентационное, индукционное, дисперсионное. Влияние межмолекулярного взаимодействия на физические свойства веществ.

Раздел 12

1. Термодинамическая система. Типы систем.
2. Внутренняя энергия системы.
3. Понятие функции состояния.
4. Термохимическое уравнение реакции.
5. Изохорный и изобарный тепловые эффекты реакций.
6. Связь энтальпии с внутренней энергией.
7. Первый закон термодинамики и его математическое выражение.

Раздел 13

1. Закон Гесса.
2. Стандартные условия.
3. Стандартные энтальпии образования и сгорания химических соединений.
4. Следствия из закона Гесса.
5. Молярная и удельная теплоемкости. Вывод взаимосвязи между c_p и c_v .
6. Температурная зависимость энтальпии (закон Кирхгоффа).

Раздел 14

1. Понятие об энтропии.
2. Зависимость ΔS от температуры, объема, давления.
3. Изменение энтропии в ходе реакции.
4. Условия самопроизвольного протекания реакций.
5. II закон термодинамики.
6. Расчет ΔS реакции.

Раздел 15

1. Изобарно-изотермический потенциал (свободная энергия Гиббса).
2. Расчеты энергии Гиббса химических реакций.
3. Взаимосвязь энергии Гиббса с другими термодинамическими функциями.
4. Изохорно-изотермический потенциал (свободная энергия Гельмгольца) и ее связь с другими термодинамическими функциями.
5. Графическая диаграмма взаимосвязи основных термодинамических функций.

Раздел 16

1. Закон действующих масс для обратимого процесса.
2. Выражение константы равновесия для гомо- и гетерогенного процесса.
3. Способы выражения константы равновесия (K_p , K_c , K_x) и взаимосвязь между ними.
4. Свойства константы равновесия.
5. Принцип Ле-Шателье.
6. Смещение равновесия. Влияние температуры, давления и концентраций реагирующих веществ на состояние равновесия.
7. Константа устойчивости комплексных соединений.
8. Константа ионизации.

Раздел 17

1. Скорость химической реакции (начальная, средняя, мгновенная). Факторы, влияющие на скорость химической реакции.
2. Закон действующих масс для односторонней химической реакции. Кинетическое уравнение для гомо- и гетерогенной реакции.
3. Константа скорости химической реакции. Факторы, влияющие на константу скорости химической реакции.
4. Порядок элементарной стадии химической реакции по компоненту. Общий порядок химической реакции. Методы определения порядка реакции.
5. Зависимость скорости химической реакции от температуры. Эмпирическое правило Вант-Гоффа. Границы применимости.
6. Уравнение Аррениуса. Предэкспоненциальный множитель. Энергия активации.
7. Последовательные, параллельные и последовательно-параллельные реакции. Вывод кинетического уравнения.
8. Цепные реакции. Неразветвленные, разветвленные, редкоразветвленные.
9. Катализатор. Ингибитор.

Раздел 18

1. Термодинамика процесса растворения.
2. Типы растворов (истинные, коллоидные, грубо-дисперсные системы).
3. Зоны в растворе.
4. Изменение термодинамических функций при образовании зон.
5. Правило фаз Гиббса.
6. Диаграммы однокомпонентных систем (H_2O и CO_2).
7. Диаграммы двухкомпонентных систем (с простой эвтектикой, с твердыми растворами, с новым соединением).
8. Понятие о растворах. Дисперсная система, дисперсная среда, дисперсная фаза.
9. Классификация дисперсных систем по размеру частиц дисперсной фазы.
10. Классификация грубодисперсных систем по агрегатному состоянию дисперсной среды и дисперсной фазы.
11. Факторы, влияющие на растворимость.
12. Физическая и химическая теории растворов.
13. Структура жидкого раствора. Термодинамика процесса растворения.

Раздел 19

1. Идеальные и реальные растворы. Коллигативные свойства растворов.
2. Давление пара над двухкомпонентным идеальным раствором. Причины положительного и отрицательного отклонения от идеальности в реальных растворах.

3. Закон Рауля и его математическое выражение.
4. Следствие из закона Рауля (второй закон Рауля) и его математическое выражение.
5. Кристо- и эбулиоскопическая константы (физический смысл, размерность).
Применение кристо- и эбулиоскопии.
6. Осмос. Осмотическое давление.

Раздел 20

1. Основные положения теории электролитической диссоциации Аррениуса.
2. Степень диссоциации и факторы, которые на нее влияют.
3. Сильные и слабые электролиты. Примеры соединений, которые в водных растворах являются сильными электролитами.
4. Константа диссоциации. Ступенчатая диссоциация.
5. Взаимосвязь константы и степени диссоциации.
6. Закон разбавления Оствальда.

Раздел 21

1. Вода как растворитель: диссоциация, ионное произведение воды, концентрация $[H^+]$ и $[OH^-]$ в растворах.
2. pH раствора.
3. Индикаторы и другие методы определения pH.
4. Кислоты, основные соли с точки зрения электролитической диссоциации.
5. Буферные растворы.
6. Буферная емкость.
7. Расчет величины pH буферного раствора в кислой среде.
8. Расчет величины pH буферного раствора в щелочной среде.

Раздел 22

1. Коллигативные свойства растворов электролитов.
2. Изотонический коэффициент и его связь со степенью диссоциации.
3. Законы Рауля, осмос, формулы для электролитов.
4. Экспериментальное определение молярных масс и степени диссоциации.

Раздел 23

1. Равновесия в растворах малорастворимых веществ.
2. Произведение растворимости.
3. Расчет растворимости.
10. Термодинамическая и концентрационная константы равновесия. Взаимосвязь между ними на примере произведения растворимости.
11. Условие образования осадка.
12. Влияние одноименного иона на растворимость малорастворимого соединения.

Раздел 24

1. Растворы сильных электролитов.
2. Ионная сила раствора.
3. Активность, коэффициент активности.
4. Теория Дебая – Гюккеля.
5. Термодинамическая и концентрационная константы равновесия и их связь.
6. Солевой эффект

Раздел 25

1. Гидролиз солей. Типы гидролиза (по катиону, по аниону, по катиону и аниону).
2. Константа и степень гидролиза.
3. Факторы, влияющие на степень гидролиза.
4. Ступенчатый гидролиз. Глубина протекания ступенчатого гидролиза.
5. Расчет константы гидролиза, степени гидролиза и величины pH в растворе средней соли, образованной слабым основанием и сильной кислотой.
6. Расчет константы гидролиза, степени гидролиза и величины pH в растворе средней соли, образованной сильным основанием и слабой кислотой.
7. Расчет константы гидролиза, степени гидролиза и величины pH в растворе средней соли, образованной слабым основанием и слабой кислотой.
8. Гидролиз кислых солей.
9. Совместный гидролиз.

Раздел 26

1. Окислительно-восстановительная реакция.
2. Процессы окисления и восстановления.
3. Окислитель. Типичные окислители.
4. Восстановитель. Типичные восстановители.
5. Схемы переходов типичных окислителей и восстановителей.
6. Метод полуреакций: связывание атомов кислорода и водорода в зависимости от кислотности среды.
7. Расстановка коэффициентов в окислительно-восстановительных реакций методами электронного и электронно-ионного баланса.

Раздел 27

1. Инертные и благородные газы.
2. Химические и физические свойства.
3. Нахождение в природе.

Раздел 28

1. Водород.
2. Место в периодической системе элементов.
3. Свойства водорода.

Раздел 29

1. Галогены. Строение молекул галогенов. Влияние строения на свойства простых веществ.
2. Кислотно-основные свойства галогенов. Изменение свойств в ряду фтор, хлор, бром, йод, астат.
3. Окислительно-восстановительные свойства галогенов.
4. Методы получения галогенов (промышленные и лабораторные).
5. Применение галогенов.
6. Взаимодействие галогенов с основными классами неорганических соединений, простыми веществами, друг с другом.
7. Галогеноводороды. Особенности строения молекул в газообразном состоянии. Получение, физические и химические свойства, применение.
8. Галогеноводородные кислоты и их соли. Строение, получение, физические и химические свойства, применение.
9. Оксиды хлора. Методы получения, физические и химические свойства, применение. Строение молекул.
10. Кислородсодержащие кислоты галогенов и их соли. Строение молекул, методы получения, физические и химические свойства, применение.

11. Оксиды брома, йода. Сходство и различие с аналогичными по составу соединениями хлора.
12. Интергалогениды.

Раздел 30

1. Халькогены. Строение молекул. Влияние строения на свойства простых веществ.
2. Кислотно-основные свойства халькогенов. Изменение свойств в ряду от кислорода к полонию.
3. Окислительно-восстановительные свойства халькогенов.
4. Методы получения (промышленные и лабораторные).
5. Применение халькогенов.
6. Взаимодействие халькогенов с основными классами неорганических соединений, простыми веществами, друг с другом.
7. Халькогенводороды. Особенности строения молекул. Получение, физические и химические свойства, применение.
8. Кислоты и их соли. Строение, получение, физические и химические свойства, применение.
9. Полисульфаны. Методы получения, физические и химические свойства, применение. Строение молекул.
10. Кислородсодержащие кислоты и их соли. Строение молекул, методы получения, физические и химические свойства, применение.
11. Оксиды в разных степенях окисления.

Раздел 31

1. Общая характеристика р-элементов V-группы. Физические и химические свойства простых веществ. Методы получения. Применение. Круговорот азота в природе. Нахождение азота и соединений фосфора в природе.
2. Водородные соединения р-элементов V-группы. Аммиак. Гидразин. Гидроксиламин. Азотистоводородная кислота и ее соли.
3. Оксиды и кислородсодержащие кислоты азота и их соли.
4. Кислородсодержащие соединения фосфора, мышьяка, сурьмы и висмута.
5. Сульфиды, галогениды и оксогалогениды р-элементов V-группы.

Раздел 32

1. Общая характеристика р-элементов IV группы. Положение в периодической системе. Строение электронных оболочек. Изменения размеров атомов и ионов, потенциалов ионизации, сродства к электрону и электроотрицательности в группе. Типы гибридизации в соединениях.
2. Простые вещества. Аллотропные модификации углерода (алмаз, графит, карбин, аморфный углерод, фуллерены). Влияние строения на свойства простых веществ. Изменение химических свойств в ряду углерод – свинец. Получение простых веществ.
3. Изменение энергии связи E-E в ряду углерод – кремний – германий. Соединения с водородом. Изменение устойчивости и строения молекул в ряду CH_4 – SiH_4 – GeH_4 – SnH_4 – PbH_4 . Взаимодействие с водой, кислотами и щелочами. Восстановительные свойства. Методы получения. Гомологические ряды силанов и германов. Изменение устойчивости и свойств в гомологическом ряду.
4. Бинарные соединения углерода и кремния. Карбиды и силициды (классификация, взаимодействие с водой, кислотами и щелочами). Методы получения.
5. Оксиды р-элементов IV группы со степенью окисления +2. Изменение кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств в ряду CO – SiO – GeO – SnO – PbO . Реакции с кислотами и щелочами. Восстановительные свойства. Особенности

строения и свойств оксида углерода (II) (химическая инертность при обычных условиях, образование карбониллов).

6. Изменение кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств в ряду гидроксидов $\text{Ge}(\text{OH})_2 - \text{Sn}(\text{OH})_2 - \text{Pb}(\text{OH})_2$. Равновесия в водных растворах соединений Ge^{2+} , Sn^{2+} и Pb^{2+} .

7. Диоксиды элементов подгруппы углерода. Изменение кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств в ряду $\text{CO}_2 - \text{SiO}_2 - \text{GeO}_2 - \text{SnO}_2 - \text{PbO}_2$. Равновесия в водных растворах оксида углерода (IV). Карбонаты и гидрокарбонаты.

8. Особенности диоксида кремния (распространенность в природе, модификации, строение). Кремниевые кислоты (мета-, орто-, поли-). Производные кремниевых кислот (силикаты, алюмосиликаты, стекла, ситаллы, силикагель).

9. Оловянные кислоты (α - и β -). Равновесия в водных растворах соединений олова (IV). Процессы оляции и оксоляции.

10. Азотсодержащие соединения углерода (дициан и циановодород). Строение молекул, получение, химические свойства. Особенности цианидов (реакции присоединения серы и кислорода, комплексообразование).

11. Ционат и тиоционат водорода (циановая и тиоциановая кислоты). Таутомерные формы. Реакции взаимодействия с кислотами и щелочами. Восстановительные свойства. Процессы полимеризации и деполимеризации в водных растворах циановой кислоты. Свойства ционатов и тиоционатов. Особенности фульминатов.

12. Соединения кремния, олова, германия, свинца.

Раздел 33

1. Общая характеристика p-элементов III-группы.

2. Физические и химические свойства простых веществ. Методы получения. Применение.

3. Соединения бора: бораны, оксиды, кислоты.

4. Химические свойства соединений элементов подгруппы галлия, алюминия. Получение. Применение.

Раздел 34

1. Свойства атомов элементов в ряду щелочных металлов: Li, Na, K, Rb, Cs, Fr.

2. Изменение температур плавления ($^{\circ}\text{C}$) в ряду простых веществ – щелочных металлов, непрочность кристаллической структуры легкоплавких щелочных металлов.

3. Высокая химическая активности щелочных металлов.

4. Условия хранения щелочных металлов.

5. Способы и сложность получения простых веществ – щелочных металлов.

6. Гетероатомные соединения щелочных металлов.

7. Свойства атомов в ряду элементов 2-й группы: Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra.

8. Соединения щелочноземельных металлов, преобладающие свойства.

9. Изменение температур плавления ($^{\circ}\text{C}$) в ряду простых веществ элементов 2-й группы.

10. Соединения бериллия, химические свойства.

13. Изменение химической активности простых веществ – элементов 2-й группы при переходе от бериллия к барию.

14. Гидроксиды бериллия и магния.

15. Жесткость воды. Типы жесткости воды и способы ее устранения.

Раздел 35

1. Как изменяются ионные радиусы титана, циркония и гафния? Почему размер атома гафния выбивается из общей зависимости? Какие координационные числа в соединениях характерны для титана, циркония и гафния?
2. Какие степени окисления проявляют титан, цирконий и гафний в соединениях? Какая степень окисления наиболее характерна для титана в соединениях? Как изменяется устойчивость максимальной степени окисления с увеличением порядкового номера в подгруппе титана?
3. Чем обусловлено увеличение температур плавления и кипения для металлов подгруппы титана? Приведите примеры минералов, которые образуют титан, цирконий.
4. Приведите способы получения металлов подгруппы титана? Какие трудности возникают при получении циркония и гафния?
5. Объясните химическую инертность металлов подгруппы титана. В каком виде эти металлы являются реакционноспособными? Приведите реакцию титана с водяным паром, с концентрированным раствором щелочи, с концентрированными соляной, серной, азотной и плавиковой кислотами.
6. Укажите, в каких условиях металлы подгруппы титана могут взаимодействовать с уксусной кислотой, запишите такую реакцию на примере циркония. Приведите реакцию взаимодействия циркония с хлором, серой, концентрированной серной кислотой, а также со смесью концентрированных азотной и плавиковой кислот.
7. Укажите, как изменяются температуры плавления в ряду $\text{TiO}_2 - \text{ZrO}_2 - \text{HfO}_2$ и почему? Приведите причину химической инертности этих оксидов. Перечислите кислоты, с которыми могут реагировать указанные оксиды, приведите соответствующие уравнения реакций.
8. Приведите 3 способа получения оксида титана. Приведите реакции взаимодействия TiO_2 со щелочью в растворе, а также при сплавлении.
9. Укажите состав орто- и метатитановой кислоты. Приведите способы получения этих кислот. При каких условиях ортотитановая кислота переходит в метатитановую?
10. Почему Ti^{4+} не существует в водном растворе, какие формы образуются вместо него? В каких условиях можно получить несвойственную катионную форму Ti^{4+} , приведите примеры реакций.
11. Как называют соли, содержащие титан, цирконий и гафний в анионе? Как их можно получить, приведите примеры реакций. Напишите уравнение взаимодействия титаната кальция с азотной кислотой.
12. Приведите конфигурацию внешнего электронного уровня ванадия, ниобия и тантала. Как изменяются атомные радиусы этих элементов? Чем обусловлена близость химических свойств ниобия и тантала?
13. Какие степени окисления проявляют ванадий, ниобий и тантал в соединениях? Какие из них наиболее характерны для ванадия. Соединения ванадия, ниобия и тантала, с какой степенью окисления наиболее устойчивы?
14. Чем обусловлено увеличение температур плавления и кипения для металлов подгруппы ванадия? Приведите примеры минералов, которые образует ванадий. Как получают сплав феррованадий, приведите схемы реакций?
15. Объясните химическую инертность металлов подгруппы ванадия. При каких условиях повышается реакционная способность этих металлов? Приведите реакцию ванадия с щелочью при сплавлении, с концентрированными серной, азотной и плавиковой кислотами.
16. При каких условиях металлы подгруппы ванадия реагируют с простыми веществами. Приведите стадии, которые протекают при образовании оксидов. Приведите реакции ниобия с хлором, серой, азотом, углеродом.
17. Почему увеличиваются температуры плавления от V_2O_5 к Ta_2O_5 ? При каких условиях оксид ванадия реагирует со щелочами, приведите схему реакции.

18. Приведите 3 способа получения V_2O_5 .
19. Приведите конфигурацию внешнего электронного уровня хрома, молибдена и вольфрама. Как изменяются атомные радиусы этих элементов? Чем обусловлена близость химических свойств молибдена и вольфрама?
20. Чем объясняется устойчивость комплексов Cr^{3+} с 6 лигандами? Приведите примеры таких комплексов, а также приведите примеры комплексных соединений, характерных для катионов молибдена и ванадия.
21. При каких условиях хром взаимодействует с водой. Напишите уравнение реакции. Напишите реакцию взаимодействия хрома с концентрированными серной и азотной кислотой.
22. Укажите, как реагируют с кислотами молибден и вольфрам. Приведите уравнения реакции, укажите условия. Приведите реакцию взаимодействия молибдена с перекисью водорода.
23. Как и при каких условиях реагируют со щелочами хром, молибден и вольфрам? Ответ подтвердите уравнениями реакций.
24. Что такое изо- и гетерополисоединения, приведите примеры таких комплексов для молибдена и вольфрама. Какие соединения называют соединениями Кеггина?
25. Как изменяются атомные радиусы элементов подгруппы марганца? Почему близки размеры атомов технеция и рения? Какие координационные числа характерны для этих элементов?
26. Как изменяются основные и кислотные свойства соединений подгруппы марганца с увеличением степени окисления? Приведите реакции взаимодействия технеция с концентрированными азотной и серной кислотами, со фтором, хлором и серой.
27. Приведите реакции получения оксида и гидроксида марганца (II).
28. Какими свойствами обладает оксид MnO_2 ? Приведите реакции взаимодействия этого оксида с соляной и серной кислотами, с концентрированным раствором щелочи, с диоксидом серы.
29. В какой среде в растворах устойчивы соли манганаты? Какую окраску имеют растворы этих солей? Напишите реакции, которые происходят в растворах манганатов в нейтральной и кислой средах.
30. Опишите физические и химические свойства оксидов подгруппы марганца в максимальной степени окисления.

7.2. Темы письменных работ (типы задач)

Контрольные работы по проверке теоретических знаний – по всем темам, с использованием контрольных вопросов, подобных указанным выше.

Коллективные и самостоятельные работы по решению задач на нахождение формулы вещества, по уравнениям реакций, с использованием формул по темам: основные понятия и законы химии, газовые законы, способы выражения концентраций растворов, равновесия в растворах электролитов, закон разбавления Оствальда, константа равновесия, скорость реакции и других.

7.3. Образец содержания экзаменационного билета (при наличии экзамена по дисциплине)

В случае ведения учебного процесса с использованием электронного обучения и дистанционных образовательных технологий, содержание билета может отличаться от приведенного.

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 1

1. Сплав лития и магния растворили в разбавленной соляной кислоте. Определите состав сплава в массовых долях (%), если масса выделившегося газа составила 10.00 % от массы сплава.
2. Рассчитайте массу кремния и объем 40.00 %-го раствора гидроксида калия ($\rho=1.40 \text{ г/см}^3$), которые необходимо использовать для того, чтобы выделяющимся в результате реакции газом можно было восстановить 32.40 г оксида олова (II).
3. При сплавлении карбоната кальция и оксида алюминия образовалось 130.00 г соединения, содержащего 41.54 % алюминия. Определите формулу образовавшегося соединения и массы исходных веществ.
4. Напишите уравнения реакций взаимодействия оксида фосфора (V) с безводными азотной и хлорной кислотами. О наличии каких свойств у оксида фосфора (V) свидетельствуют эти реакции? К какому классу оксидов относится оксид фосфора (V)?
5. Приведите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения. Укажите условия протекания реакций.
 $\text{Na}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{NaI} \rightarrow \text{Na} \rightarrow \text{NaNH} \rightarrow \text{NaOH}$
 $\text{CO} \rightarrow \text{HCN} \rightarrow (\text{CN})_2 \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$
 $\text{N}_2 \rightarrow \text{NH}_3 \rightarrow \text{NO} \rightarrow \text{N}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{KNO}_3 \rightarrow \text{KNO}_2$
 $\text{Ti} \rightarrow \text{TiCl}_4 \rightarrow \text{Ti} \rightarrow \text{TiO}_2 \rightarrow \text{TiCl}_4 \rightarrow \text{H}_2[\text{TiCl}_6]$

8. РАСПРЕДЕЛЕНИЕ БАЛЛОВ, КОТОРЫЕ ПОЛУЧАЮТ ОБУЧАЮЩИЕСЯ

Общая оценка знаний обучающихся по дисциплине проводится по 100-балльной шкале исходя из максимума, приведенного в таблице ниже. Организационно-учебная работа в аудитории оценивается на основе таких критериев как посещаемость занятий, своевременное и качественное выполнение домашних заданий, активность во время проведения лекционных занятий (участие в обсуждении текущего и пройденного материала, решение задач и т.п.). Подготовка, выполнение и защита лабораторных работ, соблюдение техники безопасности, правильная интерпретация результатов эксперимента.

8.1. Семестр 1

Номера разделов	Виды работ	Максимальное количество баллов
1-5	Организационно-учебная работа в аудитории	5
	Индивидуальная работа по решению задач	5
	Контрольные работы	5
	Защита лабораторных работ	10
6-11	Организационно-учебная работа в аудитории	5
	Индивидуальная работа по решению задач	5
	Контрольные работы	5
	Защита лабораторных работ	10
ИТОГО		50
Экзамен		50
Общий итог за семестр		100

8.2. Семестр 2

Номера разделов	Виды работ	Максимальное количество баллов
12-19	Организационно-учебная работа в аудитории	5
	Индивидуальная работа по решению задач	5
	Контрольные работы	5

	Защита лабораторных работ	10
20-26	Организационно-учебная работа в аудитории	5
	Индивидуальная работа по решению задач	5
	Контрольные работы	5
	Защита лабораторных работ	10
ИТОГО		50
Экзамен		50
Общий итог за семестр		100

8.3. Семестр 3

Номера разделов	Виды работ	Максимальное количество баллов
27-31	Организационно-учебная работа в аудитории	5
	Индивидуальная работа по решению задач	5
	Контрольные работы	5
	Защита лабораторных работ	10
32-35	Организационно-учебная работа в аудитории	5
	Индивидуальная работа по решению задач	5
	Контрольные работы	5
	Защита лабораторных работ	10
ИТОГО		50
Экзамен		50
Общий итог за семестр		100

Соответствие баллов оценке

Количество баллов из 100	ECTS	Оценка по пятибалльной шкале	
		Экзамен, дифференцированный зачет	Зачет
90-100	A	отлично	зачтено
80-89	B	хорошо	зачтено
75-79	C		зачтено
70-74	D	удовлетворительно	зачтено
60-69	E		зачтено
35-59	FX	неудовлетворительно	не зачтено
0-34	F		не зачтено

9. ОБЕСПЕЧЕНИЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОГО ПРОЦЕССА ДЛЯ ЛИЦ С ОГРАНИЧЕННЫМИ ВОЗМОЖНОСТЯМИ ЗДОРОВЬЯ И ИНВАЛИДОВ

В ходе реализации дисциплины используются следующие дополнительные методы обучения, текущего контроля успеваемости и промежуточной аттестации обучающихся в зависимости от их индивидуальных особенностей:

- 1) для слепых и слабовидящих:
 - лекции оформляются в виде электронного документа, доступного с помощью компьютера со специализированным программным обеспечением;
 - для выполнения задания при необходимости предоставляется увеличивающее устройство; возможно также использование собственных увеличивающих устройств;
 - письменные задания оформляются увеличенным шрифтом.
- 2) для глухих и слабослышащих:
 - лекции оформляются в виде электронного документа;
 - письменные задания выполняются на компьютере в письменной форме;

- экзамен проводится в письменной форме на компьютере; возможно проведение в форме тестирования.

3) для лиц с нарушениями опорно-двигательного аппарата:

- лекции оформляются в виде электронного документа, доступного с помощью компьютера со специализированным программным обеспечением;
- письменные задания выполняются на компьютере;
- экзамен и зачёт проводятся в устной форме или выполняются в письменной форме на компьютере.

При необходимости предусматривается увеличение времени для подготовки ответа.

Процедура проведения промежуточной аттестации для обучающихся устанавливается с учётом их индивидуальных психофизических особенностей. Промежуточная аттестация может проводиться в несколько этапов.

Проведение процедуры оценивания результатов обучения допускается с использованием дистанционных образовательных технологий.

Обеспечивается доступ к информационным и библиографическим ресурсам в сети Интернет для каждого обучающегося в формах, адаптированных к ограничениям их здоровья и восприятия информации:

- 1) для слепых и слабовидящих:
 - в печатной форме увеличенным шрифтом;
 - в форме электронного документа;
- 2) для глухих и слабослышащих:
 - в печатной форме;
 - в форме электронного документа.
- 3) для обучающихся с нарушениями опорно-двигательного аппарата:
 - в печатной форме;
 - в форме электронного документа.

10. МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ УЧЕБНОГО ПРОЦЕССА

Лекционные занятия проводятся в аудитории на группу, оборудованной меловой или интерактивной доской, мультимедийным проектором и экраном – химический факультет ДонГУ (г. Донецк, ул. Щорса 17а).

Лабораторные занятия по данному курсу проводятся в химических лабораториях кафедры неорганической химии, оснащенных необходимым оборудованием и реактивами.

Дополнительное обеспечение: Wi-Fi доступ в корпусах университета, текстовые и электронные ресурсы Научной библиотеки университета.

Видеотека уроков по основным темам, изучаемого курса. Разработчик доц. Игнатов А.В.

11. РЕКОМЕНДУЕМАЯ ЛИТЕРАТУРА

11.1. Основная литература

1. Основы химии. /Сост. Игнатов А.В., Яблочкова Н.В., - Донецк, ДонНУ, 2012.- 119 с.

2. Методические указания к проведению лабораторных и практических работ по неорганической химии (для студентов первого курса химического факультета специальности «биохимия» дневной формы обучения) / Сост. Е.Е. Белоусова, О.И. Сазонова.- Донецк, ДонНУ, 2003.- 104 с.

3. Теоретические аспекты общей химии: учебное пособие для изучения курса общей химии и выполнения самостоятельных работ (для студентов химических и

нехимических специальностей) / сост. Г.М. Розанцев, О.И. Сазонова, А.В. Игнатов. – Донецк: ДонНУ. –2011. –136 с.

4. Основы неорганической химии: учебное пособие для студентов нехимических специальностей университета / Е.Е. Белоусова, Г.М. Розанцев. – Донецк: ДонНУ, 2012. – 130 с.

7. Практическое пособие по экспериментальной общей и неорганической химии для студентов химических специальностей / В.И. Марченко, Г.М. Розанцев, О.И. Сазонова. – Донецк: ДонНУ, 2012. – 124 с.

8. Некрасов В. В. Основы общей химии: В 3-х томах. – М.: Химия, 2005.

9. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. – М.: Высш. шк., 2008.–743 с.

10. Карапетьянц М.Х., Дракин С.И. Общая и неорганическая химия. – М.: Высш. шк., 2003. – 592 с.

11. Угай Я.А. Общая и неорганическая химия. – М.: Высш. шк., 2000. – 527с.

12. Романцева Л.М. и др. Сборник задач и упражнений по общей химии. – М.: Высшая школа. – 1991. – 288 с.

13. Гольбрайх Д.Е. Сборник задач и упражнений по химии. – М.: Высшая школа. – 2004.

11.2. Дополнительная литература

1. О.С. Зайцев. Общая химия. Направление и скорость химических процессов. Строение вещества. М.: Высшая школа. - 2003.

2. М.К. Карапетьянц, О.И. Дракин. Строение вещества. – М.: Высшая школа. - 2009.

3. Коттон Ф., Уилкинсон Дж. Современная неорганическая химия: В 3-х томах. – М.: Мир, 2009.

4. Полинг Л. Общая химия 3-е изд. – М.: Мир, 2004. – 846 с.

5. Популярная библиотека химических элементов 3-е изд.– М.: "Наука", 2003.– 575с.

6. Ершов Ю.А., Попков В.А., Берлянд А.С., Книжник А.З. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов. – М.: Высш. шк., 2000. – 560 с.

7. Скопенко В.В., Григорьева В.В. Классы неорганических соединений. – К.: Либидь, 2006. – 152 с.

9. Степаненко О.М., Рейтер Л.Г., Ледовских В.М., Иванов С.В. Общая и неорганическая химия: В 2-х ч. – К.: Педагогическая пресса, 2000.

10. Химическая энциклопедия: В 5 т. – М.: Большая Российская энцикл., 1998.

11. Строение атома и периодический закон: учеб. пособие / А.И. Волков. – М.: Новое знание, 2006. –196 с. – (Современное образование. Химия).

12. Метод молекулярных орбиталей: учеб. пособие / А.И. Волков. – М.: Новое знание, 2006. –196 с. – (Современное образование. Химия).

12. ИНФОРМАЦИОННЫЕ РЕСУРСЫ

1. **Национальная электронная библиотека (НЭБ):** федеральная государственная информационная система / Министерство Культуры РФ; Российская государственная библиотека. – Москва, 2019- . – URL: <https://rusneb.ru/> (дата обращения: 01.09.2023). – Режим доступа: свободный, подписка. Необходима установка программного обеспечения. – Текст: электронный.

2. **eLIBRARY.RU:** научная электронная библиотека: сайт. – Москва, 2000- . – URL: <https://elibrary.ru/> (дата обращения: 01.09.2023). – Режим доступа: для авторизов. пользователей. –Текст: электронный.

3. Научная электронная библиотека «КиберЛенинка»: сайт / Ассоциация «Открытая наука». – Москва, 2014- . – URL: <https://cyberleninka.ru/>. – Режим доступа: свободный. – Текст: электронный.
4. Электронно-библиотечная система «Лань»: [сайт]. – URL: <https://e.lanbook.com> (дата обращения: 01.09.2023). – Режим доступа: для авторизов. пользователей. – Текст: электронный.
5. ЭБС Юрайт: электронная библиотечная система: сайт. – Москва, 2013. – URL: <https://biblio-online.ru> (дата обращения: 01.09.2023). – Режим доступа: для авторизов. пользователей. – Текст: электронный.
6. Электронно-библиотечная система ДонГУ: сайт / ФГБОУ ВО «ДонГУ». – Донецк, 2016- . – URL: <http://library.donnu.ru/> (дата обращения: 01.09.2023). – Режим доступа: свободный. – Текст: электронный.
7. Электронный каталог Научной библиотеки ДонГУ: раздел сайта / НБ ДонГУ. – Текст: электронный // ЭБС ДонГУ: сайт. – URL: <http://library.donnu.ru/catalog/> (дата обращения: 01.09.2023). – Режим доступа: поиск свободный, электронные документы – для пользователей ДонГУ.
8. Электронный архив ДонГУ: раздел сайта / НБ ДонГУ. – Текст: электронный // ЭБС ДонГУ: сайт. – URL: <http://repo.donnu.ru/> (дата обращения: 01.09.2023). – Режим доступа: свободный.

13. ПРОГРАММНОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ

1. Windows 7 PRO (корпоративная лицензия ДонГУ № 46484614)
2. MicrosoftOffice (корпоративная лицензия ДонГУ № 46472919)
3. MicrosoftVisualStudio (лицензия программы DreamSpark для высших учебных заведений)
4. Антивирус Касперского, AdobeAcrobatReader, xPDF (лицензии GPL, Apache, BSD для свободного программного обеспечения).