

Министерство науки и высшего образования Российской Федерации
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
«Курганский государственный университет»
(КГУ)

Кафедра «Физическая и прикладная химия»



УТВЕРЖДАЮ:
Первый проректор
/ Т.Р. Змызгова/
31 августа 2022 г.

Рабочая программа учебной дисциплины

ОБЩАЯ ХИМИЯ

образовательной программы высшего образования –
программы бакалавриата

19.03.01 – Биотехнология


Направленность:
Биотехнология

Формы обучения: заочная


Курган 2022

Рабочая программа дисциплины «Общая химия» составлена в соответствии с учебными планами по программе бакалавриата Биотехнология (Биотехнология), утвержденными:
- для заочной формы обучения «30 » августа 2022 года;


Рабочая программа дисциплины одобрена на заседании кафедры «Физическая и прикладная химия» «29» 08 2022 года, протокол № 1.

Рабочую программу составил
Доцент кафедры
«Физическая и прикладная химия»  С.Н.Елизарова

Согласовано:

Заведующий кафедрой
«Физическая и прикладная химия»  Л.В.Мосталыгина

Заведующий кафедрой
«Биология»  О.В. Козлов

Специалист по учебно-методической работе
учебно-методического отдела  Г.В. Казанкова

Начальник Управления
образовательной деятельности  И.В. Григоренко

1. ОБЪЕМ ДИСЦИПЛИНЫ

Всего: 3 зачетных единицы трудоемкости (108 академических часов)

Заочная форма обучения

Вид учебной работы	На всю дисциплину	Семестр
		1
Аудиторные занятия (контактная работа с преподавателем), всего часов	16	16
в том числе:		
Лекции	8	8
Лабораторные работы	8	8
Самостоятельная работа, всего часов	92	92
в том числе:		
Подготовка к экзамену	27	27
Другие виды самостоятельной работы	47	47
Контрольная работа	18	18
Вид промежуточной аттестации	экзамен	экзамен
Общая трудоемкость дисциплины и трудоемкость по семестрам, часов	108	108

2. МЕСТО ДИСЦИПЛИНЫ В СТРУКТУРЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЙ ПРОГРАММЫ

Дисциплина «Общая химия» относится к обязательной части дисциплин блока 1. Изучение дисциплины базируется на знаниях, умениях, навыках, приобретенных студентами в средней школе.

Результаты обучения по дисциплине необходимы для освоения последующих дисциплин: «Аналитическая химия», «Органическая химия», «Физическая и коллоидная химия».

3. ПЛАНИРУЕМЫЕ РЕЗУЛЬТАТЫ ОБУЧЕНИЯ

Целью освоения дисциплины является формирование естественнонаучного мышления, расширение знаний о строении вещества для понимания окружающего мира и явлений природы, углубление представлений о современной физической картине мира.

Задачами дисциплины являются:

- изучение основных химических явлений;
- овладение фундаментальными понятиями, законами и теориями химии, химической термодинамики, кинетики, равновесия и растворов, электрохимических процессов;
- овладение методами и приемами решения конкретных задач из области химии;
- формирование навыков проведения химического эксперимента, умения выделять конкретное химическое содержание в прикладных задачах учебной и профессиональной деятельности

Компетенции, формируемые в результате освоения дисциплины:

- способен осуществлять поиск, критический анализ и синтез информации, применять системный подход для решения поставленных задач (УК-1)
- способен изучать, анализировать, использовать биологические объекты и процессы, основываясь на законах и закономерностях математических, физических, химических и биологических наук и их взаимосвязях (ОПК-1)
- способен проводить экспериментальные исследования и испытания по заданной методике, наблюдения и измерения, обрабатывать и интерпретировать экспериментальные данные, применяя математические, физические, физико-химические, химические, биологические, микробиологические методы (ОПК-7)

В результате изучения дисциплины обучающийся должен:

- Знать; фундаментальные понятия, законы и теории классической и современной химии (УК-1)
- Уметь; адаптировать знания и умения, полученные в курсе химии к решению конкретных задач, связанных с профессиональной деятельностью (ОПК-1)
- Владеть; навыками экспериментальных исследований, обработки и интерпретирования экспериментальных данных для понимания окружающего мира и явлений природы и возможности использования их в решении профессиональных задач (ОПК-7)

4. СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

4.1. Учебно-тематический план

Заочная форма обучения

Номер раздела, темы	Наименование раздела, темы	Количество часов контактной работы с преподавателем	
		Лекции	Лабораторные работы
1	Введение. Основные понятия и законы химии	1	
2	Строение атома. Периодический закон и Периодическая система химических элементов и строение вещества.	2	
3	Элементы химической термодинамики	1	
4	Химическая кинетика. Химическое равновесие. Катализ	2	2
5	Растворы. Ионные равновесия в растворах электролитов. Гидролиз солей. Буферные растворы.	2	2
6	Окислительно-восстановительные реакции и электрохимические процессы		2
7	Комплексные соединения		2
Всего:		8	8

4.2. Содержание лекционных занятий

Тема 1. Введение. Основные понятия и законы химии

Введение. Атомно-молекулярное учение. Основные понятия химии. Атом. Молекула. Химический элемент. Изотопный состав химических элементов. Химический эквивалент. Основные стехиометрические законы, их современная трактовка.

Тема 2. Строение атома. Периодический закон и периодическая система химических элементов и строение вещества

Экспериментальные обоснования представлений об атоме как сложной системе. Атомные модели. Квантово-механическая модель атома. Понятие об электронном облаке. Волновая функция. Квантовые числа как характеристики состояния электрона в атоме. S-, p-, d-, f- электроны. Принцип Паули и емкость электронных оболочек. Правило Хунда и порядок заполнения атомных орбиталей. Строение электронных оболочек атомов элементов.

Периодический закон Д.И. Менделеева. Периодическая система. Особенности заполнения электронами атомных орбиталей и формирование периодов. S-, p-, d-, f- элементы и их расположение в Периодической системе. Главные и побочные подгруппы. Периодичность свойств атомов и их соединений.

Химическая связь, строение и свойства молекул. Основные виды химической связи. Ковалентная связь. Метод валентных связей и метод молекулярных орбиталей (ЛКАО-МО). Механизмы образования связи. Количественные характеристики химической связи:

энергия, длина, полярность. Свойства ковалентной связи: направленность и насыщаемость. Гибридизация атомных орбиталей. Пространственное строение молекул, валентные углы, полярность молекул.

Ионная связь. Свойства ионной связи, отличия в свойствах соединений с ионной и ковалентной связью. Металлическая связь. Водородная связь. Силы межмолекулярного взаимодействия. Агрегатное состояние веществ как проявление взаимодействия между атомами и молекулами. Строение вещества в конденсированном состоянии. Типы кристаллических решеток.

Тема 3. Элементы химической термодинамики

Элементы химической термодинамики. Энергетические эффекты химических реакций. Внутренняя энергия и энтальпия. Термохимия. Термохимические законы и уравнения. Энтальпия образования химических соединений. Закон Гесса и его следствия. Энтропия и ее изменение при химических процессах. Энергия Гиббса и энергия Гельмгольца и их изменения при химических процессах. Условия самопроизвольного протекания химических реакций.

Тема 4. Химическая кинетика. Химическое равновесие. Катализ

Химическая кинетика. Гомогенные и гетерогенные реакции. Порядок и молекулярность реакций. Скорость химической реакции. Факторы, определяющие скорость химической реакции. Закон действующих масс. Константа скорости химической реакции.

Влияние температуры на скорость химической реакции. Правило Вант-Гоффа. Энергия активации. Факторы, определяющие величину энергии активации. Методы определения энергии активации. Переходное состояние или активированный комплекс. Уравнение Аррениуса.

Обратимые и необратимые химические реакции. Химическое равновесие. Константа химического равновесия. Сдвиг химического равновесия. Принцип Ле Шателье. Катализ. Влияние катализатора на скорость химической реакции. Гомогенные и гетерогенные каталитические реакции. Ферментативный катализ

Тема 5. Растворы. Ионные равновесия в растворах электролитов. Гидролиз солей. Буферные растворы.

Основные характеристики дисперсных систем и их классификация. Растворы. Образование растворов. Тепловые эффекты при растворении. Гидратная теория Д.И. Менделеева. Гидраты, сольваты, кристаллогидраты. Растворимость газов, жидкостей, твердых веществ в воде. Количественная характеристика растворимости веществ. Насыщенные, ненасыщенные и перенасыщенные растворы. Идеальные и неидеальные растворы. Способы выражения количественного состава растворов.

Растворы электролитов и неэлектролитов. Коллигативные свойства растворов. Осмотическое давление. Законы Рауля. Криоскопия. Эбулиоскопия. Свойства растворов электролитов. Электролитическая диссоциация. Теория Аррениуса. Механизмы диссоциации электролитов с различными видами связи. Изотонический коэффициент. Сильные и слабые электролиты. Равновесие в растворах. Степень электролитической диссоциации. Связь изотонического коэффициента со степенью диссоциации. Константа диссоциации. Закон разбавления Оствальда. Понятие об активности ионов. Ионное произведение воды. Водородный показатель pH. Индикаторы. Современные теории кислот и оснований. Протолитическое равновесие.

Произведение растворимости. Условия образования и растворения осадков.

Гидролиз солей. Четыре типа солей в зависимости от гидролизуемости составляющих их ионов. Влияние природы, заряда и радиуса ионов на их гидролизуемость. Степень гидролиза. Константа гидролиза. Влияние концентрации

раствора, температуры, рН среды на степень гидролиза. Совместный гидролиз солей. Условия подавления гидролиза.

Буферные растворы, механизм буферного действия. Буферные системы в живых организмах.

4.3. Лабораторные занятия

Номер раздела, темы	Наименование раздела, темы	Наименование лабораторной работы	Норматив времени, час.
			Заочная форма обучения
4	Химическая кинетика. Химическое равновесие. Катализ	1.Скорость химической реакции и факторы, влияющие на скорость реакции. 2.Химическое равновесие.	2
5	Растворы. Ионные равновесия в растворах электролитов. Гидролиз солей. Буферные растворы.	1.Растворы. Способы приготовления растворов 2.Реакции ионного обмена в растворах электролитов 3.Гидролиз солей	2
6	Окислительно-восстановительные реакции и электрохимические процессы	1.Окислительно-восстановительные реакции 2.Электрохимические процессы	2
7	Комплексные соединения	Состав, строение и свойства комплексных соединений	2
Всего:			8

4.4 Контрольная работа

Для заочной формы обучения предусмотрена контрольная работа, требования к которой изложены в методических указаниях:

Общая химия. Методические указания для выполнения контрольных работ по химии для студентов заочной формы обучения направления подготовки 19.03.01 – Биотехнология – Курган, 2022

5. МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ДЛЯ ОБУЧАЮЩИХСЯ ПО ОСВОЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ

При прослушивании лекций рекомендуется в конспекте отмечать все важные моменты, на которых заостряет внимание преподаватель, в частности те, которые направлены на качественное выполнение соответствующей лабораторной работы.

Преподавателем запланировано использование при чтении лекций технологии учебной дискуссии. Поэтому рекомендуется фиксировать для себя интересные моменты с целью их активного обсуждения на дискуссии в конце лекции.

Залогом качественного выполнения лабораторных работ является самостоятельная подготовка к ним накануне путем повторения материалов лекций. Рекомендуется подготовить вопросы по неясным моментам и обсудить их с преподавателем в начале лабораторной или практической работы.

Преподавателем запланировано применение на лабораторных занятиях технологий развивающего обучения, коллективного взаимодействия, разбора конкретных ситуаций. Поэтому приветствуется групповой метод выполнения лабораторных работ, защиты отчетов, а также взаимооценка и обсуждение результатов выполнения лабораторных работ.

Выполнение самостоятельной работы подразумевает самостоятельное изучение разделов дисциплины, подготовку к лабораторным работам, подготовку к экзамену, выполнение контрольной работы.

Рекомендуемый режим самостоятельной работы

Наименование вида самостоятельной работы	Рекомендуемая трудоемкость, акад. час.
Самостоятельное изучение тем дисциплины:	39
Классы неорганических соединений	4
Основные понятия и законы химии	3
Основы термодинамики и кинетики	4
Классификация дисперсных систем	6
Химия воды	4
Химия биогенных элементов	10
Химия комплексных соединений	8
Подготовка к лабораторным занятиям (по 2 часу на каждое занятие)	8
Выполнение контрольной работы	18
Подготовка к экзамену	27
Всего:	92

6. ФОНД ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ ДЛЯ АТТЕСТАЦИИ ПО ДИСЦИПЛИНЕ

6.1. Перечень оценочных средств

1. Отчеты студентов по лабораторным работам.
2. Вопросы к экзамену.
3. Контрольная работа

6.2. Процедура оценивания результатов освоения дисциплины

Экзамен проводится в устной форме по списку вопросов к экзамену. Студент отвечает на 2 теоретических вопроса. Подготовка к ответу занимает 30 мин. На ответ на вопросы отводится до 15 мин.

Результаты экзамена заносятся преподавателем в зачетную ведомость, которая сдается в организационный отдел института в день экзамена, а также выставляются в зачетную книжку студента.

6.3. Примеры оценочных средств для экзамена

Список вопросов к экзамену

1. Основные понятия и законы химии.
2. Экспериментальные предпосылки сложного строения атома. Планетарная модель строения атома Резерфорда. Постулаты Бора.
3. Основные положения квантовой механики. Волновая функция, атомная орбиталь.
4. Характеристика состояния электрона в атоме. Квантовые числа, их физический смысл.
5. s, p, d, f – орбитали. Емкость энергетических уровней. Принципы заполнения электронами атомных орбиталей.
6. Таблица химических элементов. Периодический закон и периодическая система химических элементов в свете теории строения атома.
7. Периодичность в изменении свойств элементов: радиусы атомов, энергии ионизации и сродства к электрону, электроотрицательности, валентность и степени окисления.
8. Периодичность в изменении свойств кислородных и водородных соединений элементов по периодам и группам.
9. Химическая связь. Свойства ковалентной связи: энергия, длина, насыщенность, направленность. Гибридизация орбиталей. δ и π связи. Кратность связи.
10. Ковалентная связь, механизмы ее образования. Электроотрицательность атомов и полярность связи. Полярность молекулы.
11. Ионная связь, механизм ее образования. Металлическая связь.
12. Понятие о скорости химических реакций. Скорость гомогенного и гетерогенного процессов. Факторы, влияющие на скорость химических реакций.
13. Закон действия масс. Константа скорости реакции, ее физический смысл.
14. Влияние температуры на скорость химической реакции. Правило Вант-Гоффа. Активные молекулы и энергия активации. Уравнение Аррениуса.
15. Обратимые и необратимые реакции. Химическое равновесие. Константа химического равновесия.
16. Смещение химического равновесия. Принципы Ле-Шателье.
17. Термохимические законы и уравнения. Закон Гесса и следствия из него.
18. Внутренняя энергия и энтальпия. Энтальпия образования химических соединений. Изменение энтальпии в различных химических процессах.
19. Второй закон термодинамики. Энтропия и ее изменение при химических процессах и фазовых переходах.
20. Условия самопроизвольного протекания химических реакций. Энергия Гиббса, ее изменение при различных химических процессах.
21. Состав и строение молекулы воды. Ассоциации молекул воды. Водородная связь. Физические свойства воды (аномалия). Химические свойства воды.
22. Классификация растворов. Механизм процесса растворения. Кристаллогидраты. Гидратная теория Д.И. Менделеева. Растворимость твердых веществ.
23. Концентрация растворов. Процентная концентрация, массовая доля растворенного вещества. Молярная концентрация растворов.
24. Нормальная концентрация растворов. Эквивалент элемента и сложного вещества.
25. Свойства разбавленных растворов неэлектролитов. Осмос. Осмотическое давление. Закон Вант-Гоффа. Законы Рауля.
26. Теория электролитической диссоциации. Основные положения теории. Механизм диссоциации веществ с различными типами связи.
27. Степень диссоциации электролитов. Сильные и слабые электролиты.

28. Кислоты, основания и соли в свете теории электролитической диссоциации. Амфотерные гидроксиды.
29. Реакции обмена в растворах электролитов. Направленность реакций обмена в растворах электролитов.
30. Электролитическая диссоциация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель.
31. Гидролиз солей. Случаи гидролиза. Степень гидролиза. Константа гидролиза.
32. Дисперсные системы. Классификация дисперсных и коллоидных систем.
33. Окислительно-восстановительные реакции. Важнейшие окислители и восстановители. Роль среды в протекании окислительно-восстановительных реакций.
34. Классификация окислительно-восстановительных реакций. Метод электронного баланса и электронно-ионный метод в ОВР.
35. Понятие об электроде и электродных потенциалах. Стандартные потенциалы. Стандартный водородный электрод. Гальванические элементы.
36. Основные виды коррозии. Химическая коррозия. Электрохимическая коррозия металлов. Методы защиты металлов от коррозии.
37. Комплексные соединения. Основы координационной теории Вернера. Номенклатура комплексных соединений. Изомерия комплексных соединений, виды изомерии.
38. Диссоциация комплексных соединений. Константа устойчивости – важнейшая характеристика комплексного соединения

Примерный вариант контрольной работы

1. Составьте электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 32 и 42, учитывая, что у последнего происходит “провал” одного 5s электрона на 4d - подуровень. К какому электронному семейству относится каждый из этих элементов.
2. Что такое энергия ионизации? В каких единицах она выражается? Как изменяется величина энергии ионизации в периоде, в группе периодической системы с увеличением порядкового номера.
Из перечисленных элементов выбери имеющий наибольшее значение энергии ионизации:
1) Li 2) F 3) Fe 4) I
3. Определите вид химической связи в соединениях: NCl_3 , SO_2 , Cl_2 , H_2O , Si, NaCl
Составьте электронные формулы хлора и сероводорода. Какой тип кристаллической решетки у этих веществ в твердом состоянии?
4. По термохимическому уравнению $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 = \text{CO}_2 + \text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 890 \text{ кДж}$ рассчитайте какой объем метана (н.у.) сожжен, если при этом выделилось 178 кДж теплоты.
5. Как влияет температура на скорость химической реакции? Во сколько раз возрастет скорость химического процесса при повышении температуры от 30 до 70 градусов, если температурный коэффициент равен 2.
6. Реакции выражаются схемами
 $\text{H}_2\text{S} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} - \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$
 $\text{FeSO}_4 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \dots \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
Составьте электронные уравнения. Расставьте коэффициенты в уравнениях реакций. Укажите какое вещество является окислителем, какое-восстановителем.
7. Составьте молекулярные уравнения реакций, которые выражаются ионными уравнениями:
а) $\text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} \text{ ---- } \text{CaCO}_3$ б) $\text{Fe}^{3+} + 3\text{OH}^- \text{ ---- } \text{Fe}(\text{OH})_3$
в) $\text{H}^+ + \text{OH}^- \text{ ---- } \text{H}_2\text{O}$
8. Найти степень диссоциации хлорноватистой кислоты HOCl в 0,2н растворе
Константа диссоциации равна $5 \cdot 10^{-8}$
9. К 250 г 10% -го раствора глюкозы прилили 150 мл воды. Какова массовая доля (%) глюкозы в полученном растворе.

10. При определенных условиях реакция хлороводорода с кислородом является обратимой
 $4\text{HCl}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{Cl}_2(\text{г}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{г}) \quad \Delta H = -116,4 \text{ кДж}$
Какое влияние на равновесное состояние системы окажут: а) повышение давления
б) повышение температуры в) введение катализатора

6.5. Фонд оценочных средств

Полный банк заданий для текущего контроля и промежуточной аттестации по дисциплине, показатели, критерии, шкалы оценивания компетенций, методические материалы, определяющие процедуры оценивания образовательных результатов, приведены в учебно-методическом комплексе дисциплины.

7. ОСНОВНАЯ И ДОПОЛНИТЕЛЬНАЯ УЧЕБНАЯ ЛИТЕРАТУРА

7.1. Основная учебная литература

1. Глинка Н.Л. Общая химия: Учебное пособие для вузов. – Л.: Химия, 1981. – 720 с.
2. Общая химия [Электронный ресурс] / Суворов А.В., Никольский Л. Б. - СПб. : ХИМИЗДАТ, 2017. - Доступ из ЭБС «Консультант студента»

7.2. Дополнительная учебная литература

1. Общая и неорганическая химия [Электронный ресурс] : учебное пособие / под ред. В.В. Денисова, В.М. Таланова. - Ростов н/Д : Феникс, 2013. - (Высшее образование) – Доступ из ЭБС «Консультант студента»
2. Общая и неорганическая химия [Электронный ресурс] : учеб.-метод. Пособие / Н.Ш. Мифтахова. - Казань : Издательство КНИТУ, 2013.- Доступ из ЭБС «Консультант студента»
3. Основы общей химии [Электронный ресурс] / Пресс И. А. - СПб. : ХИМИЗДАТ, 2017. – Доступ из ЭБС «Консультант студента»
4. Практикум по общей химии [Электронный ресурс]: учеб. пособие / Под ред. С.Ф. Дунаева. - 4-е изд., перераб. и доп. - М. : Издательство Московского государственного университета, 2005. - (Классический университетский учебник). - Доступ из ЭБС «Консультант студента»
5. Слесарев В.И. Химия. Основы химии живого. - С-Пб.: Госхимиздат, 2005. - 784с.
5. Справочник по химии [Электронный ресурс] : учебное пособие / Л.Н. Блинов, И.Л. Перфилова, Л.В. Юмашева, Р.Г. Чувиляев. - М. : Проспект, 2015. – Доступ из ЭБС «Консультант студента»
6. Справочник по общей и неорганической химии [Электронный ресурс] / Лидин Р. А. - 2-е изд., испр. и доп. - М. : КолосС, 2013. – Доступ из ЭБС «Консультант студента»

8. УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ ОБУЧАЮЩИХСЯ

Химия. Методические указания к практическим занятиям по химии для студентов направления подготовки 19.03.01 – Биотехнология – Курган, 2022. – с.

9. РЕСУРСЫ СЕТИ «ИНТЕРНЕТ», НЕОБХОДИМЫЕ ДЛЯ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ

Общие поисковые системы: Google (www.google.com), Яндекс (www.yandex.ru), Рамблер (www.rambler.ru)

<http://elibrary.ru/defaultx.asp> – Научная электронная библиотека ELIBRARY.RU.

<http://window.edu.ru/unilib> – ЕДИНОЕ ОКНО доступа к электронным библиотекам вузов России.
<http://biblioclub.ru> – Университетская библиотека ONLINE.
<http://virtuallib.intuit.ru> – Виртуальная библиотека «ИНТУИТ».

10. ИНФОРМАЦИОННЫЕ ТЕХНОЛОГИИ, ПРОГРАММНОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ И ИНФОРМАЦИОННЫЕ СПРАВОЧНЫЕ СИСТЕМЫ

При чтении лекций используются слайдовые презентации.

Минимальные требования к операционной системе и программному обеспечению компьютера, используемого при показе слайдовых презентаций: Windows XP, Foxit Reader Pro версия 1.3.

11. МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

Компьютерный класс, мультимедийное оборудование (переносной персональный компьютер, мультимедийный проектор, мультимедийный экран).

12. Для студентов, обучающихся с использованием дистанционных образовательных технологий

При использовании электронного обучения и дистанционных образовательных технологий (далее ЭО и ДОТ) занятия полностью или частично проводятся в режиме онлайн. Объем дисциплины и распределение нагрузки по видам работ соответствуют п.4, распределение баллов соответствует п. 6.2 либо может быть изменено в соответствии с решением кафедры, в случае перехода на ЭО и ДОТ в процессе обучения. Решение кафедры об используемых технологиях и системе оценивания достижений обучающихся принимается с учетом мнения ведущего преподавателя и доводится до обучающихся.

Аннотация к рабочей программе дисциплины
«Общая химия»

образовательной программы высшего образования –
программы бакалавриата

19.03.01 – Биотехнология

Направленность:

Биотехнология

Трудоемкость дисциплины: 3 ЗЕ (108 академических часов)

Семестр: 1 (заочная форма обучения)

Форма промежуточной аттестации: экзамен

Содержание дисциплины

Основные понятия и законы химии. Строение атома. Периодический закон и периодическая система химических элементов и строение вещества. Элементы химической термодинамики. Химическая кинетика. Химическое равновесие. Катализ. Растворы. Ионные равновесия в растворах электролитов. Гидролиз солей. Буферные растворы. Окислительно-восстановительные реакции и электрохимические процессы. Комплексные соединения.