БЕЛОРУССКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ

УТВЕРЖДАЮ

Ректор Белорусского
государственного университета

_____А.Д.Король

27 июня 2025 г.

Регистрационный № 3003/б.

ИЗБРАННЫЕ ГЛАВЫ ОБЩЕЙ ХИМИИ

Учебная программа учреждения образования по учебной дисциплине для специальности:

6-05-0531-04 Химия (научно-педагогическая деятельность)

2025 г.

Учебная программа составлена на основе ОСВО 6-05-0531-04-2023 и учебного плана БГУ № 6-5.5-43/01 от 15.05.2023.

СОСТАВИТЕЛИ:

А.Н.Богатиков, доцент кафедры общей химии и методики преподавания химии химического факультета Белорусского государственного университета.

РЕЦЕНЗЕНТЫ:

Кафедра химии учреждения образования «Белорусский государственный педагогический университет им. Максима Танка».

РЕКОМЕНДОВАНА К УТВЕРЖДЕНИЮ:

Кафедрой общей химии и методики преподавания химии БГУ
(протокол № 13 от 19.06.2025);

Научно-методическим советом БГУ
(протокол № 11 от 26.06.2025)

Заведующий кафедрой _____ С.М.Рабчинский

Т. В. Ковалюк-Рабчинская

ПОЯСНИТЕЛЬНАЯ ЗАПИСКА

Цели и задачи учебной дисциплины

Цель учебной дисциплины – сформировать целостное восприятие наиболее важных вопросов введения в общую химию и химию элементов. Акцентировать внимание на более высоком уровне современные представления о строении атома; периодическом законе и периодической системе химических элементов; природе химической связи и строении веществ; понятиях валентности, степени окисления; связи между строением вещества и его свойствами, движущих силах химических реакций, обуславливающих их возможность.

Задачи учебной дисциплины:

На практических занятиях основное внимание направить на совершенствование навыков самостоятельной работы. Подготовка студентов к каждому семинарскому занятию состоит из двух этапов. Во-первых, необходимо внимательно прочесть и тщательно продумать теоретические вопросы, прочитать и усвоить лекционные записи, затем прорешать задания для самостоятельной работы, используя при необходимости справочники и задачники.

Место учебной дисциплины в системе подготовки специалиста с высшим образованием.

Учебная дисциплина относится к модулю «Дополнительные главы углубленного школьного курса химии» компонента учреждения образования.

Связи с другими учебными дисциплинами, включая учебные дисциплины компонента учреждения высшего образования, дисциплины специализации и др. Учебная дисциплина «Избранные главы общей химии» базируется на материале, представленном в курсах, «Общая химия», «Неорганическая химия», «Аналитическая химия», «Физическая химия».

Требования к компетенциям

Освоение учебной дисциплины «Избранные главы общей химии» должно обеспечить формирование следующих компетенций*:*

Дополнять содержание курса химии в учреждениях среднего образования с учетом понимания взаимосвязи между различными разделами химии, последовательности изложения основных законов и концепций химической науки, методик проведения химических расчетов.

В результате освоения учебной дисциплины студент должен:

знать: основные понятия и законы химии; строение атомов и молекул; основные квантово-механические представления об образовании химической связи; основные классы неорганических соединений; номенклатуру неорганических соединений; основы термодинамики и кинетики химических процессов; свойства растворов; теорию электролитической диссоциации; окислительно-восстановительные реакции; комплексные соединения; основные положения техники безопасности при работе с неорганическими соединениями.

уметь: использовать основные понятия и законы в решении химических задач; показать принципы, лежащие в основе классификации химических

соединений и химических реакций; ознакомить с термодинамикой и кинетикой химических процессов; производить расчеты по приготовлению растворов; определить наиболее вероятные свойства веществ на основе их элементного состава.

иметь навык: техники проведения химических экспериментов; о наиболее известных способах и используемом оборудовании; техники безопасности при выполнении эксперимента; основ химической науки для дальнейшего глубокого изучения предметов химического цикла.

Структура учебной дисциплины

Дисциплина изучается в 5 семестре. В соответствии с учебным планом всего на изучение учебной дисциплины «Избранные главы общей химии» отведено для очной формы получения высшего образования – 90 часов, в том числе 36 аудиторных часов (лекции – 24 часа, семинарские занятия – 12 часов).
Из них:

Лекции – 24 часа, семинарские занятия – 10 часов, управляемая самостоятельная работа – 2 часа.

Трудоемкость учебной дисциплины составляет 3 зачетные единицы.

Форма промежуточной аттестации – зачет.

СОДЕРЖАНИЕ УЧЕБНОГО МАТЕРИАЛА

Раздел 1. Теоретические основы общей химии

Тема 1.1 Основные понятия общей химии

Понятия: «атом», «химический элемент», «молекула», «вещество», «формульная единица», «эквивалент», «относительная атомная масса». Химическое количество вещества. Моль. Молярная масса. Молярная масса эквивалента вещества. Постоянная Авогадро.

Принципы классификации неорганических веществ. Важнейшие классы и номенклатура неорганических веществ. Бинарные соединения. Кислоты, основания, соли. Основы современной номенклатуры неорганических веществ.

Тема 1.2 Строение атома

Атом как мельчайшая частица химического элемента. Состав атомных ядер. Нуклиды и изотопы. Явление радиоактивности. Воздействие радиоактивного излучения на живую материю.

Строение электронных оболочек атомов. Атомная орбиталь. Квантовые числа. *s*–, *p*-, *d*-, *f*-электроны. Понятия: энергетический уровень и подуровень, электронная оболочка (слой). Взаимное расположение уровней и подуровней по энергии. Понятие об эффективном заряде ядра. Принцип Паули и максимальная емкость электронных оболочек. Правило Хунда. Порядок заполнения атомных орбиталей электронами. Электронные конфигурации и электронно-графические формулы атомов.

Тема 1.3 Периодический закон и периодическая система элементов Д.И. Менделеева. Современные проблемы таблицы периодической системы химических элементов.

Периодическая система элементов как форма отражения периодического закона. Формулировка периодического закона Д. И. Менделеева. Особенности заполнения атомных орбиталей электронами и формирование периодов. *s*–, *p*-, *d*-, *f*–элементы, их расположение в периодической системе. Структура периодической системы и ее современные графические формы. Физический смысл атомного номера, номера периода и номера группы. Положение металлов и неметаллов в периодической системе. Особенности положения водорода, лантанидов и актинидов. Физический смысл периодического закона.

Периодичность свойств химических элементов. Основные факторы, определяющие характер изменения свойств химических элементов. Размер атома. Ковалентные, ионные и орбитальные радиусы атомов. Изменение радиусов по периодам и группам. Эффект лантанидного сжатия.

Ионизационный потенциал и сродство к электрону. Электроотрицательность атомов элементов. Закономерности изменения энергии (потенциала) ионизации, сродства к электрону и электроотрицательности в группах и периодах.

Периодичность химических свойств атомов элементов, простых веществ и химических соединений. Изменение свойств атомов элементов по периодам и

группам в зависимости от строения внешних и предвнешних электронных оболочек и радиусов атомов.

Тема 1.4 Химическая связь и строение вещества

Основные типы химической связи. Электростатическая природа и условие образования химической связи. Основные типы химической связи: ковалентная, ионная и металлическая. Количественные характеристики химической связи: длина, энергия.

Локализованные и делокализованные связи. Многоцентровые связи.

Геометрия структур с ковалентным типом связей. Понятие о стереохимии. Концепция гибридизации валентных орбиталей атома. Основные типы гибридизации: *sp-, sp^2–, sp^3–, sp^3d–, sp^3d^2–.*

Водородная связь. Природа водородной связи. Роль водородной связи в живой природе. Молекулярные комплексы и их роль в метаболических процессах.

Кристаллическое, жидкое и аморфное состояния веществ. Атомная и молекулярная кристаллические решетки. Факторы, определяющие физические свойства атомных и молекулярных кристаллов.

Тема 1.5. Основы химической кинетики и термодинамики

Скорость химических реакций. Определение понятия. Факторы, влияющие на скорость химических реакций: концентрация реагентов, давление, температура, присутствие катализатора, степень измельченности, воздействие облучения. Закон действующих масс. Константа скорости и ее физический смысл. Факторы, влияющие на константу скорости химической реакции: природа реагирующих веществ, температура и присутствие катализатора. Понятие о порядке и молекулярности химической реакции.

Химическое равновесие. Обратимые и необратимые химические реакции. Состояние химического равновесия. Константа химического равновесия. Факторы, влияющие на величину константы равновесия: природа реагентов и температура. Сдвиг химического равновесия. Принцип Ле-Шателье

Факторы, определяющие направление протекания химических реакций. Понятия: фаза, система, среда. Основные термодинамические характеристики: энтальпия, энтропия и энергия Гиббса. Тепловой эффект (энтальпия) химических реакций. Экзо- и эндотермические процессы. Термодинамический анализ возможности и условий протекания химических реакций. Особенности протекания химических процессов в живых организмах.

Раздел 2. Химия растворов

Тема 2.1. Растворы

Дисперсные системы. Определение понятия «раствор». Твердые, жидкие и газообразные растворы. Грубодисперсные системы. Суспензии и эмульсии. Коллоидные и истинные растворы. Растворы природного происхождения.

Растворение как физико-химический процесс. Особые свойства воды как растворителя. Растворы газообразных, жидких и твердых веществ. Сольваты, гидраты и кристаллогидраты. Тепловые эффекты процессов растворения.

Химическая теория растворов Д. И. Менделеева. Роль растворов в жизнедеятельности организмов.

2.1.1. Растворимость веществ. Влияние температуры и давления на растворимость. Коэффициент растворимости. Влияние природы растворяемого вещества и растворителя на растворимость. Насыщенные, ненасыщенные и пересыщенные растворы.

Состав растворов. Определение понятия «концентрация» раствора. Способы выражения состава раствора: массовая и молярная доли растворенного вещества, молярная, эквивалентная и массовая концентрации вещества; моляльность раствора.

2.1.2. Теория электролитической диссоциации. Электролиты и не электролиты. Основные положения теории электролитической диссоциации С.Аррениуса. Факторы, определяющие склонность веществ к диссоциации: полярность и энергия связи, поляризуемость молекул растворенного вещества, полярность молекул растворителя, характер взаимодействия растворенного вещества и растворителя. Сольватация (гидратация) образующихся ионов.

Сильные и слабые электролиты. Степень диссоциации электролитов. Факторы, определяющие степень диссоциации: природа растворенного вещества и растворителя, концентрация раствора, температура. Механизм диссоциации соединений с различным типом химической связи. Состояние ионов в растворах. Качественные и количественные различия характера диссоциации сильных и слабых электролитов. Константа диссоциации слабого электролита. Закон разбавления Оствальда. Представление о теории сильных электролитов. Истинная и кажущаяся степень диссоциации сильных электролитов в растворе. Эффективная концентрация ионов в растворе. Понятие об активности и коэффициенте активности.

***Тема 2.2. Равновесия в водных растворах электролитов*.**

Диссоциация электролитов. Основания, кислоты и соли с точки зрения теории электролитической диссоциации. Ступенчатая диссоциация многоосновных кислот и многокислотных оснований. Диссоциация средних, кислых и основных солей. Ион гидроксония. Амфотерные электролиты. Современная трактовка амфотерности гидроксидов металлов. Изменение кислотно-основных свойств гидроксидов в периодах и группах периодической системы. Современные представления о природе кислот и оснований.

2.2.1. Реакции ионного обмена в водных растворах. Общие условия протекания реакций обмена в растворах электролитов. Обратимость реакций ионного обмена. Смещение ионного равновесия в растворах.

Условия образования и растворения осадков. Равновесие между осадком и раствором. Произведение растворимости (константа растворимости). Условия осаждения малорастворимых электролитов. Их растворение в воде, кислотах и в растворах, содержащих одноименные ионы.

Диссоциация воды. Константа диссоциации. Ионное произведение воды. Водородный показатель (pH). Понятие об индикаторах. Значение кислотности среды для протекания биологических процессов. Кислотность почв.

Тема 2.3. Гидролиз солей. Механизм гидролиза.

Типичные случаи гидролиза в зависимости от силы кислоты и основания, образующих соль. Влияние природы, заряда и радиуса ионов на их гидролизуемость. Ступенчатый гидролиз многозарядных ионов. Константа гидролиза. Степень гидролиза. Влияние концентрации раствора, температуры и pH среды на степень гидролиза солей. Условия подавления гидролиза. Совместный гидролиз по катиону и аниону. Процессы гидролиза в природе.

Тема 2.4. Окислительно-восстановительные процессы

Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций. Принцип электронного баланса. Метод полуреакций. Основные типы окислительно-восстановительных реакций: межмолекулярные, диспропорционирования, копропорционирования и внутримолекулярного окисления-восстановления. Важнейшие окислители и восстановители. Окислительно-восстановительные процессы в живой природе.

Тема 2.5. Химические источники тока.

Понятие об электрохимических процессах. Электродные потенциалы. Электрохимический ряд напряжений металлов. Определение направления протекания окислительно-восстановительных реакций. Влияние pH среды на величину окислительно-восстановительного потенциала и состав образующихся продуктов.

Тема 2.6. Комплексные соединения

Основные положения координационной теории. Валентная и координационная насыщенность и возможность образования комплексных соединений. Строение комплексного соединения: внутренняя и внешняя сферы, комплексный ион, комплексообразователь, лиганды. Координационное число и степень окисления комплексообразователя. Заряд комплексного иона. Катионные, анионные и нейтральные комплексы. Внутрикомплексные (хелатные) соединения. Их структура. Номенклатуры комплексных соединений.

Характер химической связи в комплексных соединениях. Основные положения теории химической связи в координационных соединениях. Электростатическое и донорно-акцепторное взаимодействия. Комплексообразующая способность элемента в зависимости от его положения в периодической системе.

Тема 2.7. Устойчивость комплексных соединений.

Первичная и вторичная диссоциация комплексных соединений. Константа нестойкости комплексов. Понятие о двойных солях. Использование комплексообразования для растворения труднорастворимых электролитов.

Роль комплексообразования в биологических процессах. Биологическая роль комплексных соединений. Понятие о бионеорганической химии.

УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКАЯ КАРТА УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ

Очная (дневная) форма получения высшего образования с применением дистанционных образовательных технологий (ДОТ)

Номер раздела, темы	Название раздела, темы	Количество аудиторных часов					Количество часов УСР	Форма контроля знаний
		Лекции	Практические занятия	Семинарские занятия	Лабораторные занятия	Иное		
1	**Теоретические основы общей химии**	**10**		**4**				
1.1	Основные понятия общей химии	2						
1.2	Строение атома	2						
1.3	Периодический закон и периодическая система элементов Д.И. Менделеева	2		2				Тестовые задания, устный опрос, решение задач
1.4	Химическая связь и строение вещества	2		2				Тестовые задания, устный опрос
1.5	Основы химической кинетики и термодинамики	2						
2	**Химия растворов**	**14**		**6**				
2.1	Растворы	2		2				Решение задач, устный опрос
2.2	Равновесия в водных растворах электролитов	2					2	Тестовая работа
2.3	Гидролиз солей. Механизм гидролиза.	2						
2.4	Окислительно-восстановительные процессы.	2		2				Устный опрос, составление уравнений
2.5	Химические источники тока	2						
2.6	Комплексные соединения	2						
2.7	Устойчивость комплексных соединений	2		2				Тестовые задания, устный опрос,
ИТОГО		**24**		**10**			**2**	

ИНФОРМАЦИОННО-МЕТОДИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ

Основная литература

1. Общая химия : задачи, вопросы, упражнения : учебное пособие для студентов учреждений высшего образования по естественнонаучным специальностям / [авт.: И. Е. Шиманович и др.] ; под ред. И. Е. Шимановича. - Минск : Народная асвета, 2020. – 319 с.

2. Глинка, Н.Л. Общая химия : учебник для студентов высших учебных заведений, обучающихся по естественнонаучным направлениям : в 2 т. / Н. Л. Глинка ; под ред. В. А. Попкова, А. В. Бабкова. - 20-е изд., перераб. и доп. - Москва : Юрайт, 2021.

3. Шевельков, А.В. Неорганическая химия. Учебник / А. В. Шевельков, А. А. Дроздов, М. Е. Тамм; под ред. А. В. Шевелькова. – М.: Лаборатория знаний, 2021. – 586 с.

Дополнительная литература

1. Красицкий, В.А. Общая химия. Типовые расчетные задачи : учебно-методическое пособие для студентов учреждений высшего образования, обучающихся по специальности "биотехнология" / В. В. Красицкий, А. В. Зураев, А. Н. Богатиков ; БГУ. - Минск : БГУ, 2022. - 119 с.

2. Неорганическая химия. Практикум : учебно-методическое пособие для студентов учреждений высшего образования, обучающихся по специальности "биотехнология" / [В. А. Красицкий и др.] ; БГУ. - Минск : БГУ, 2022. - 95 с.

3. Гринвуд, Н. Химия элементов: в 2 т. / Н. Гринвуд, А. Эрншо. – М.: Лаборатория знаний, 2021.

4. Общая химия с элементами биоорганической химии: учебник / О. В. Нестерова [и др.]; под ред. В.А. Попкова. – М.: Лаборатория знаний, 2020. – 378 с.

Перечень рекомендуемых средств диагностики и методика формирования итоговой отметки

Для оценки результатов учебной деятельности обучающихся рекомендуется использовать следующие средства диагностики:

1) тестовые задания;
2) устный опрос;
3) решение задач
4) составление уравнений

Формой промежуточной аттестации по дисциплине «Избранные главы общей химии» учебным планом предусмотрен зачет.

Примерный перечень заданий для управляемой самостоятельной работы студентов

Тема 2.2 Равновесия в водных растворах электролитов (2 часа)

Вопросы для самостоятельного изучения:

1.Типы равновесий, протекающих в водных растворах электролитов.

2.Электролитическая диссоциация одноосновных кислот и однокислотных оснований.

3.Электролитическая диссоциация многоосновных кислот и многокислотных оснований.

4. Сильные и слабые электролиты

5. Константа электролитической диссоциации.

6. Буферные растворы.

Решение задачи:

Какой pH будет создавать в водном растворе 0,1 М HCl, 0,2 М H_2SO_4, 0,3 М HNO_2?

Форма контроля – тестовая работа

Описание инновационных подходов и методов к преподаванию учебной дисциплины

При организации образовательного процесса используется ***эвристический подход,*** который предполагает**:**

- осуществление обучающимися личностно-значимых открытий окружающего мира;
- демонстрацию многообразия решений большинства профессиональных задач и жизненных проблем;
- творческую самореализацию обучающихся в процессе создания образовательных продуктов;
- индивидуализацию обучения через возможность самостоятельно ставить цели, осуществлять рефлексию собственной образовательной деятельности.

Методические рекомендации по организации самостоятельной работы обучающихся

При изучении учебной дисциплины рекомендуется использовать следующие формы самостоятельной работы:

- подготовка к семинарским занятиям;
- проведение работ, предусматривающих решение задач и выполнение упражнений, выдаваемых на семинарских занятиях;
- изучение материала, вынесенного на самостоятельную проработку;
- подготовка к зачету.

Для организации самостоятельной работы обучающихся разработан

примерный перечень тем и заданий, составлен список рекомендуемых источников информации (включая Интернет-ресурсы).

Примерный перечень вопросов к зачету

1. Дать названия веществ (кислоты, основания, соли).
2. По названиям написать формулы веществ.
3. Выведение химических формул веществ по продуктам сгорания.
4. Выведение химических формул веществ по массовым долям атомов элементов и относительной плотности вещества.
5. Выведение химических формул веществ по массовым долям атомов элементов и абсолютной плотности.
6. Способы выражения состава растворов.
7. Вычисления массовой доли вещества в системе.
8. Вычисления объемной доли вещества в системе.
9. Вычисления мольной доли вещества в системе.
10. Вычисления молярной концентрации вещества в системе.
11. Вычисления эквивалентной концентрации вещества в системе.
12. Вычисления массовой концентрации вещества в системе.
13. Вычисления степени диссоциации слабых электролитов.
14. Вычисления константы диссоциации слабых электролитов.
15. Вычисления pH растворов слабых электролитов.
16. Буферные растворы.
17. Написание уравнений гидролиза солей в растворах.
18. Расчет величины pH растворов солей заданной концентрации.
19. Условия образования осадка малорастворимых солей.
20. Вычисление ПР и ПК в растворах солей.
21. Комплексные соединения (номенклатура, состав, к.ч., первичная и вторичная диссоциации, выражение константы нестойкости).
22. Окислительно-восстановительные реакции (написание продуктов и расстановка коэффициентов методом электронного баланса).
23. Написать уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить цепочки превращений.
24. Уравнения реакций, подтверждающих получение, строение и химические свойства: концентрированных и разбавленных: серной, азотной, соляной и фосфорной кислот; хлора, аммиака, пероксида водорода.
25. Скорость химических реакций, нахождение равновесных и исходных концентраций веществ, вычисление константы равновесия, принцип Ле-Шателье.

ПРОТОКОЛ СОГЛАСОВАНИЯ УЧЕБНОЙ ПРОГРАММЫ УО

Название учебной дисциплины, с которой требуется согласование	Название кафедры	Предложения об изменениях в содержании учебной программы учреждения высшего образования по учебной дисциплине	Решение, принятое кафедрой, разработавшей учебную программу (с указанием даты и номера протокола)
Методика преподавания химии	Кафедра общей химии и методики преподавания химии	Предложения отсутствуют	Рекомендовать к утверждению учебную программу (протокол № 13 от 19.06.2025)

Заведующий кафедрой общей химии
и методики преподавания химии
кандидат химических наук, доцент _____ С.М.Рабчинский

19.06.2025

ДОПОЛНЕНИЯ И ИЗМЕНЕНИЯ К УЧЕБНОЙ ПРОГРАММЕ УО

на _____/_____ учебный год

№ п/п	Дополнения и изменения	Основание

Учебная программа пересмотрена и одобрена на заседании кафедры
_____ (протокол № ____ от _____ 202_ г.)

Заведующий кафедрой
_____ _____

УТВЕРЖДАЮ
Декан факультета
_____ _____