

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

Кафедра физической и прикладной химии



УТВЕРЖДАЮ:

Первый проректор

/ Т.Р. Змызгова /

» августа 2021 г.

## Рабочая программа учебной дисциплины

**ОБЩАЯ ХИМИЯ**

образовательной программы высшего образования –  
программы бакалавриата

**06.03.01– Биология**

Направленность:

**Управление биологическими системами**

Формы обучения: очная, очно-заочная

Курган 2021

Рабочая программа дисциплины «Общая химия» составлена в соответствии с учебными планами по программе бакалавриата Биология (Управление биологическими системами), утвержденными:  
- для очной формы обучения «30» августа 2021 года;  
- для очно-заочной формы обучения «30» августа 2021 года.

Рабочая программа дисциплины одобрена на заседании кафедры «Физическая и прикладная химия» «30» августа 2021 года, протокол № 1.

Рабочую программу составил  
доцент кафедры  
«Физическая и прикладная химия»



А.И. Рыкова

Согласовано:

Директор института  
естественных наук



А.В. Шаров

Заведующий кафедрой  
«Биология»



О.В. Козлов

Специалист по учебно-методической работе  
учебно-методического отдела



Г.В. Казанкова

Начальник Управления  
образовательной деятельности



С.Н. Синицын

## 1. ОБЪЕМ ДИСЦИПЛИНЫ

Всего: 3 зачетных единицы трудоемкости (108 академических часов)

### Очная форма обучения

Вид учебной работы	На всю дисциплину	Семестр
		1
<b>Аудиторные занятия (контактная работа с преподавателем), всего часов</b>	<b>48</b>	<b>48</b>
<b>в том числе:</b>		
Лекции	16	16
Лабораторные работы	16	16
Практические занятия	16	16
<b>Самостоятельная работа, всего часов</b>	<b>60</b>	<b>60</b>
<b>в том числе:</b>		
Подготовка к зачёту	18	18
Курсовая работа	-	-
Другие виды самостоятельной работы	42	42
<b>Вид промежуточной аттестации</b>	<b>Зачёт</b>	<b>Зачёт</b>
<b>Общая трудоемкость дисциплины и трудоемкость по семестрам, часов</b>	<b>108</b>	<b>108</b>

### Очно-заочная форма обучения

Вид учебной работы	На всю дисциплину	Семестр
		1
<b>Аудиторные занятия (контактная работа с преподавателем), всего часов</b>	<b>48</b>	<b>48</b>
<b>в том числе:</b>		
Лекции	16	16
Лабораторные работы	16	16
Практические занятия	16	16
<b>Самостоятельная работа, всего часов</b>	<b>60</b>	<b>60</b>
<b>в том числе:</b>		
Подготовка к зачёту	18	18
Курсовая работа	-	-
Другие виды самостоятельной работы	42	42
<b>Вид промежуточной аттестации</b>	<b>Зачёт</b>	<b>Зачёт</b>
<b>Общая трудоемкость дисциплины и трудоемкость по семестрам, часов</b>	<b>108</b>	<b>108</b>



## 2. МЕСТО ДИСЦИПЛИНЫ В СТРУКТУРЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЙ ПРОГРАММЫ

Дисциплина Общая химия относится к базовой части дисциплин блока 1. Освоение обучающимися дисциплины Общая химия опирается на знания, умения, навыки и компетенции, приобретенные в школьном курсе химии, физики и математики. Студент должен владеть элементарными химическими понятиями, химическим языком, иметь представление о работе с химическими реактивами и оборудованием. Знания, умения и навыки, полученные при освоении дисциплины Общая химия, являются необходимыми для освоения последующих дисциплин: аналитическая химия, органическая химия, физическая и коллоидная химия, биологическая химия и молекулярная биология.

## 3. ПЛАНИРУЕМЫЕ РЕЗУЛЬТАТЫ ОБУЧЕНИЯ

Целью освоения дисциплины является актуализация, систематизация и углубление знаний по химии; осуществление интеграции материала на основе общности понятий, законов, теорий, подходов к классификации веществ и закономерностей протекания химических реакций.

Задачи изучения дисциплины:

- освоение системы знаний о фундаментальных законах, теориях, фактах химии, необходимых для понимания научной картины мира;
- овладение умениями характеризовать вещества, материалы и химические реакции;
- выполнять лабораторные эксперименты;
- проводить расчеты по химическим формулам и уравнениям;
- осуществлять поиск химической информации и оценивать ее достоверность;
- ориентироваться и принимать решения в проблемных ситуациях.

Компетенции, формируемые в результате освоения дисциплины:

ОПК-6. Способен использовать в профессиональной деятельности основные законы физики, химии, наук о Земле и биологии, применять методы математического анализа и моделирования, теоретических и экспериментальных исследований, приобретать новые математические и естественнонаучные знания, используя современные образовательные и информационные технологии;

ОПК-8. Способен использовать методы сбора, обработки, систематизации и представления полевой и лабораторной информации, применять навыки работы с современным оборудованием, анализировать полученные результаты.

В результате изучения дисциплины обучающийся должен:

**знать**

- фундаментальные понятия и законы классической и современной общей химии (ОПК-6);
- закономерности протекания химических реакций, в том числе в живых организмах (ОПК-6);

**уметь**

- анализировать данные, полученные в результате эксперимента, грамотно объяснять результаты эксперимента (ОПК-8);
- работать с химическими веществами, лабораторным оборудованием и адаптировать знания и умения, полученные в курсе химии к решению конкретных задач, связанных с профессиональной деятельностью (ОПК-6);
- объяснять биохимические, биоэнергетические и равновесные процессы, происходящие в клетках живых организмов (ОПК-6);

**владеть**

- навыками экспериментальных исследований для возможности использования их в профессиональной деятельности (ОПК-8).

#### 4. СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

##### 4.1. Учебно-тематический план

##### Очная форма обучения

Рубеж	Номер раздела, темы	Наименование раздела, темы	Количество часов контактной работы с преподавателем		
			Лекции	Лабораторные работы	Практические занятия
Рубеж 1	1	Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева и строение вещества.	4	-	6
	2	Энергетика химических реакций. Химическая кинетика и катализ.	2	4	2
Рубеж 2	3	Растворы. Ионные равновесия в растворах электролитов. Гидролиз солей.	4	6	2
	4	Химия комплексных соединений.	2	2	2
	5	Окислительно-восстановительные реакции.	4	4	4
<b>Всего:</b>			<b>16</b>	<b>16</b>	<b>16</b>



## Очно-заочная форма обучения

Рубеж	Номер раздела, темы	Наименование раздела, темы	Количество часов контактной работы с преподавателем		
			Лекции	Лабораторные работы	Практические занятия
Рубеж 1	1	Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева и строение вещества.	4	-	6
	2	Энергетика химических реакций. Химическая кинетика и катализ.	2	4	2
Рубеж 2	3	Растворы. Ионные равновесия в растворах электролитов. Гидролиз солей.	4	6	2
	4	Химия комплексных соединений.	2	2	2
	5	Окислительно-восстановительные реакции.	4	4	4
<b>Всего:</b>			<b>16</b>	<b>16</b>	<b>16</b>

### 4.2. Содержание лекционных занятий

#### **Тема 1. Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева и строение вещества**

Экспериментальные обоснования представлений об атоме как сложной системе. Открытие электрона. Радиоактивность. Электронное строение атома. Модели атома (Томсона, Резерфорда, Бора, современная квантово-механическая модель). Волновая функция, состояние электрона в атоме, квантовые числа. Правила заполнения атомных орбиталей, принцип Паули. Строение атомных ядер, изотопы. Устойчивые и неустойчивые ядра.

Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева. Современная формулировка и физический смысл периодического закона. Значение периодического закона. Свойства атомов и веществ, изменяющиеся периодически.

Химическая связь. Виды химической связи. Механизмы образования и свойства ковалентной связи. Метод валентных связей. Кратность связи. Полярность связи и дипольный момент, полярность молекулы. Образование атомной кристаллической решетки. Ионная связь и ее свойства. Водородная связь. Силы Ван-дер-Ваальса.

#### **Тема 2. Энергетика химических реакций. Химическая кинетика и катализ**

Внутренняя энергия и её свойства. Энтальпия. Термохимия. Значение первого закона термодинамики для изучения процессов в живых системах. Энтропия и её свойства. Значение энтропии для понимания характера



биологических процессов. Термодинамическая классификация реакций. Особенности химических равновесий в биологических системах.

Понятие скорости реакции. Средняя и истинная скорость химических реакций. Факторы, влияющие на скорость реакции. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ. Закон действующих масс. Зависимость скорости от температуры и природы веществ. Правило Вант-Гоффа. Энергия активации. Уравнение Аррениуса. Катализ. Механизм и виды катализа. Скорость реакции в гетерогенных системах. Ферментативный катализ, уравнение Михаэлиса-Ментен.

Необратимые и обратимые реакции. Химическое равновесие. Условия смещения равновесия, принцип Ле-Шателье. Константа химического равновесия.

**Тема 3. Растворы. Ионные равновесия в растворах электролитов. Гидролиз солей**

Вода как растворитель, аномальные свойства воды. Классификация многокомпонентных систем: дисперсные системы (взвеси, коллоидные системы), истинные растворы. Способы выражения состава растворов. Механизм процесса растворения. Химическая теория растворов Д.И. Менделеева. Растворимость твердых веществ в воде. Коэффициент растворимости и его зависимость от температуры. Растворимость жидких и газообразных веществ. Закон Генри. Биологическое значение закона Генри. Закон Рауля и следствия из него. Физико-химические свойства разбавленных растворов: осмос, криоскопия, эбуллиоскопия. Закон Вант-Гоффа. Роль осмоса в биологических системах.

Отклонение свойств разбавленных растворов солей, кислот и оснований от законов Рауля и Вант-Гоффа. Электролитическая диссоциация. Ионы. Электролиты и неэлектролиты. Основные положения теории электролитической диссоциации. Степень электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Состояние сильных электролитов в растворе. Ионная сила раствора. Понятие об активности и коэффициенте активности ионов и молекул. Применение закона действующих масс к процессу диссоциации слабых электролитов. Константа диссоциации. Закон разбавления Оствальда. Зависимость растворимости аминокислот и белков от ионной силы раствора.

Кислоты, основания, соли в свете теории электролитической диссоциации. Основной и кислотный тип диссоциации гидроксидов. Амфотерные гидроксиды. Протолитическая теория кислот и оснований. Теория Льюиса. Диссоциация воды. Ионное произведение воды. Концентрация ионов водорода в нейтральной, кислой, щелочной средах. Водородный показатель. Водородный показатель биологических жидкостей. Индикаторы.

Обменные реакции в растворах электролитов. Гидролиз солей. Степень гидролиза. Константа гидролиза. Разные случаи гидролиза. Обратимый и необратимый гидролиз. Факторы, смещающие направление гидролиза солей. Ступенчатый гидролиз. Роль гидролиза в биологических, химических



процессах, в процессах выветривания минералов и горных пород.

#### Тема 4. Химия комплексных соединений

Координационные соединения. Классификация, изомерия и номенклатура комплексных соединений. Природа химической связи в комплексных соединениях. Электролитическая диссоциация комплексных соединений (первичная, вторичная). Константа нестойкости. Значение комплексообразования в химии и биологии.

#### Тема 4. Окислительно-восстановительные реакции

Степень окисления элементов. Классификация реакций в свете электронной теории. Методы составления уравнений ОВР: метод электронного и электронно-ионного баланса. Влияние среды на протекание ОВР (на примере соединений марганца и хрома). Важнейшие окислители и восстановители. Значение ОВР в живой и неживой природе.

### 4.3. Лабораторные занятия

Номер раздела, темы	Наименование раздела, темы	Наименование лабораторной работы	Норматив времени, час.	
			Очная форма обучения	Очно-заочная форма обучения
2	Энергетика химических реакций. Химическая кинетика и катализ.	Скорость химической реакции и факторы, влияющие на скорость реакции (лб)	2	2
		Химическое равновесие (лб)	2	2
3	Растворы. Ионные равновесия в растворах электролитов. Гидролиз солей.	Правила приготовления растворов (лб)	2	2
		Свойства растворов электролитов. Реакции ионного обмена (лб)	2	2
		Гидролиз солей (лб)	2	2
4	Химия комплексных соединений	Получение и свойства комплексных соединений (лб)	2	2
5	Окислительно-восстановительные реакции	Окислительно-восстановительные реакции (лб)	2	2
		Влияние среды на продукты окислительно-восстановительных реакций.	2	2
<b>Всего:</b>			<b>16</b>	<b>16</b>



#### 4.4 Практические занятия

Номер раздела, темы	Наименование раздела, темы	Тема занятия	Норматив времени, час.	
			Очная форма обучения	Очно-заочная форма обучения
1	Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева и строение вещества.	Периодический закон и периодическая система химических элементов в свете теории строения атома (решение задач)	2	2
		Химическая связь и строение вещества (решение задач)	2	2
2	Энергетика химических реакций. Химическая кинетика и катализ.	Основы химической термодинамики (решение задач)	2	2
		<b>Рубежный контроль 1.</b>	2	2
3	Растворы. Ионные равновесия в растворах электролитов. Гидролиз солей.	Растворы. Способы выражения состава. Свойства разбавленных растворов (решение задач)	2	2
4	Химия комплексных соединений	Состав, номенклатура и свойства комплексных соединений (решение задач)	2	2
5	Окислительно-восстановительные реакции	Методы составления уравнений окислительно-восстановительных реакций.	2	2
		<b>Рубежный контроль 2.</b>	2	2
<b>Всего:</b>			<b>16</b>	<b>16</b>

#### 5. МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ДЛЯ ОБУЧАЮЩИХСЯ ПО ОСВОЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ

Дисциплина преподается в течение первого семестра в виде лекционных, лабораторных и практических занятий, на которых происходит объяснение, усвоение и проверка изучаемого материала. В преподавании дисциплины применяются образовательные технологии: метод проблемного

изложения материала; самостоятельное ознакомление студентов с источниками информации, использование иллюстративных и справочных материалов (таблицы, справочники).

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.

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

Преподавателем запланировано применение на лабораторных занятиях технологий развивающей кооперации, коллективного взаимодействия, разбора конкретных ситуаций, поэтому приветствуется взаимооценка и обсуждение результатов работы.

На практических занятиях предусмотрено решение расчётных и качественных задач. Приветствуется работа в команде, совместная деятельность, направленная на решение общей поставленной задачи, междисциплинарное обучение, подразумевающее использование знаний из разных областей (математика, физика), группируемых и концентрируемых в контексте конкретно решаемой задачи.

Для текущего контроля успеваемости преподавателем используется балльно-рейтинговая система контроля и оценки академической активности (для очной, очно-заочной форм обучения), поэтому настоятельно рекомендуется тщательно прорабатывать материал дисциплины при самостоятельной работе, участвовать во всех формах обсуждения и взаимодействия, как на лекциях, так и на лабораторных занятиях в целях лучшего усвоения материала и получения высокой оценки по результатам освоения дисциплины.

В качестве рубежного контроля используется решение расчётно-графических задач с обязательным использованием справочной литературы. Промежуточная аттестация проводится в форме зачёта.

Самостоятельная работа студента, наряду с лабораторными аудиторными занятиями в группе выполняется (при непосредственном/опосредованном контроле преподавателя) по учебникам и учебным пособиям. Выполнение самостоятельной работы подразумевает самостоятельное изучение разделов дисциплины, подготовку к лабораторным, практическим занятиям и к рубежным контрольным мероприятиям, подготовку к зачёту.



## Рекомендуемый режим самостоятельной работы

Наименование вида самостоятельной работы	Рекомендуемая трудоемкость, акад. час.	
	Очная форма обучения	Заочная форма обучения
<b>Самостоятельное изучение тем дисциплины:</b>	22	22
Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева и строение вещества.	4	4
Энергетика химических реакций. Химическая кинетика и катализ.	4	4
Растворы. Ионные равновесия в растворах электролитов. Гидролиз солей.	6	6
Химия комплексных соединений.	4	4
Окислительно-восстановительные реакции.	4	4
<b>Подготовка к лабораторным занятиям (по 1 часу на каждое занятие)</b>	8	8
<b>Подготовка к практическим занятиям (по 1 часу на каждое занятие)</b>	6	6
<b>Подготовка к рубежным контролям (по 3 часа на каждый рубеж)</b>	6	6
<b>Подготовка к зачёту</b>	18	18
<b>Всего:</b>	<b>60</b>	<b>60</b>

## 6. ФОНД ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ ДЛЯ АТТЕСТАЦИИ ПО ДИСЦИПЛИНЕ

### 6.1. Перечень оценочных средств

1. Балльно-рейтинговая система контроля и оценки академической активности студентов в КГУ.
2. Отчеты студентов по лабораторным работам.
3. Расчетные задачи.
4. Задания для рубежных контролей 1 и 2.
5. Перечень вопросов на зачёт.

### 6.2. Система балльно-рейтинговой оценки работы студентов по дисциплине

№	Наименование	Содержание						
		Очная форма обучения						
1	Распределение баллов за семестры по видам учебной работы, сроки сдачи учебной работы (доводятся до сведения студентов на	Распределение баллов						
		Вид УР	Посещение ЛК и ЛБ	Выполнение и защита ЛБ	Решение задач	Рубежный контроль 1	Рубежный контроль 2	Зачёт
		Балльная оценка	0,5-1	4	4	5	5	30
	Примечания	ЛК 1*8 ЛБ0,5*8 Всего: 12	4*7 Всего: 28	4*5 Всего: 20	На 4 практическ ом	На 8 практическ ом		



	первом учебном занятии)					
2	Критерии перерасчета баллов в традиционную оценку по итогам работы в семестре и экзамена	60 и менее баллов – не зачтено; 61 и более баллов – зачтено.				
3	Критерии допуска к промежуточной аттестации, возможности получения автоматического зачета (экзаменационной оценки) по дисциплине, возможность получения бонусных баллов	<p>Для допуска к промежуточной аттестации (зачету) студент должен набрать по итогам текущего и рубежного контроля не менее 50 баллов и должен выполнить все лабораторные и практические работы. Для получения зачёта «автоматически» студенту необходимо набрать в ходе текущей и рубежной аттестаций в семестре не менее 61 балла.</p> <p>По согласованию с преподавателем студенту могут быть добавлены дополнительные (бонусы) баллы за активное участие в научной и методической работе, оригинальность принятых решений в ходе выполнения лабораторных и практических работ, за участие в значимых учебных и внеучебных мероприятиях кафедры.</p>				
4	Формы и виды учебной работы для неуспевающих (восстановившихся на курсе обучения) студентов для получения недостающих баллов в конце семестра	<p>В случае, если к промежуточной аттестации (зачету) набрана сумма менее 50 баллов, студенту необходимо набрать недостающее количество баллов за счет выполнения дополнительных заданий, до конца последней (зачетной) недели семестра. При этом необходимо проработать материал всех пропущенных лабораторных работ. Формы дополнительных заданий (назначаются преподавателем):</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- выполнение и защита пропущенных лабораторных работ (при невозможности дополнительного проведения лабораторной работы преподаватель устанавливает форму дополнительного задания по тематике пропущенной лабораторной работы самостоятельно) 4 балла за лабораторную работу.</li> <li>- прохождение рубежного контроля (баллы в зависимости от рубежа).</li> </ul> <p>Ликвидация академических задолженностей, возникших из-за разности в учебных планах при переводе или восстановлении, проводится путем выполнения дополнительных заданий, форма и объем которых определяется преподавателем.</p>				

### 6.3. Процедура оценивания результатов освоения дисциплины

Перед проведением каждого рубежного контроля преподаватель прорабатывает со студентами основной материал соответствующих разделов дисциплины в форме краткой лекции-дискуссии. Оба рубежных контроля подразумевают решение качественных и расчётных задач (5 задач, 1 балл за полное решение задачи) в течение 2 академических часов с использованием



справочных пособий. Преподаватель оценивает в баллах результаты работы каждого студента и заносит в ведомость учета текущей успеваемости.

На зачёте студент в личной беседе с преподавателем отвечает на два вопроса из предложенного перечня и решает расчетную задачу. При ответе на каждый вопрос студент получает до 10 баллов, в сумме до 30 баллов. Время, отводимое студенту на подготовку к ответу, составляет 1 астрономический час.

Результаты текущего контроля успеваемости и зачёта заносятся преподавателем в экзаменационную ведомость, которая сдается в организационный отдел института в день зачёта, а также выставляются в зачетную книжку студента.

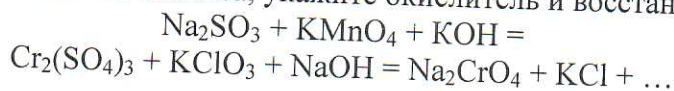
#### 6.4. Примеры оценочных средств для рубежных контролей и зачета

##### Пример задания для рубежного контроля 1

1. Охарактеризуйте по плану элемент с порядковым номером 24.
2. Даны вещества:  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{ZnCl}_2$ ,  $\text{SO}_3$ . Определите:
  - а) вид химической связи;
  - б) тип кристаллической решетки в твердом состоянии;
  - в) свойства веществ (агрегатное состояние, летучесть, температура кипения и плавления, растворимость в воде).
3. Рассчитайте энтальпию реакции при стандартных условиях:  $\text{C}_6\text{H}_{12}(\text{ж}) \rightarrow \text{C}_6\text{H}_6(\text{ж}) + 3\text{H}_2(\text{г})$ . Необходимые данные возьмите в справочнике. Экзо- или эндотермической является данная реакция?
4. Скорость гомогенной реакции  $\text{A} + 2\text{B} = \text{C}$  при молярных концентрациях  $C_{\text{A}} = 0,5$  моль/л и  $C_{\text{B}} = 0,6$  моль/л равна 0,018 моль/л·мин. Определите константу скорости этой реакции.
5. Назовите все условия, при которых равновесие в системе смещается в сторону образования аммиака:  $\text{N}_2(\text{г.}) + 3\text{H}_2(\text{г.}) \leftrightarrow 2\text{NH}_3(\text{г.})$ ,  $\Delta H^\circ = -92,4$  кДж.

##### Пример задания для рубежного контроля 2

1. Вычислите температуру кипения раствора, содержащего 10 г глицерина в 400 г воды.
2. Чему равна константа диссоциации муравьиной кислоты  $\text{HCOOH}$ , если степень диссоциации её в 0,1 М растворе равна 4,5%?
3. Укажите, какие из солей, формулы которых:  $\text{NaCl}$ ,  $\text{K}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{ZnSO}_4$ ,  $\text{NH}_4\text{SCN}$  подвергаются гидролизу. Составьте ионные и молекулярные уравнения реакций гидролиза. В какой цвет будет окрашен фиолетовый лакмус в водных растворах данных солей.
4. Расположите комплексные соединения  $\text{Pd}^{2+}$ ,  $\text{Hg}^{2+}$ ,  $\text{Pt}^{2+}$  и  $\text{Cd}^{2+}$  с лигандом  $\text{Br}^-$  в порядке уменьшения устойчивости. Необходимые данные возьмите в справочнике.
5. Закончите уравнение реакции и расставьте коэффициенты методом электронного или электронно-ионного баланса, укажите окислитель и восстановитель:



##### Список вопросов к зачёту

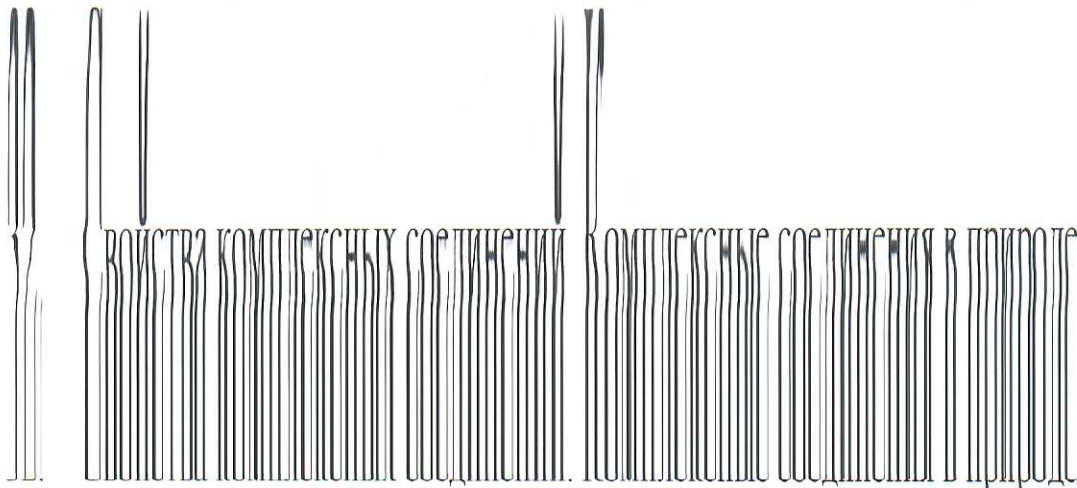
1. Экспериментальные обоснования сложности строения атома. Атомная модель Томсона. Планетарная модель строения атома Резерфорда. Постулаты Бора.



2. Основные положения квантовой механики. Вероятностная модель атома водорода. Волновая функция, атомная орбиталь, электронное облако.
3. Характеристика состояния электрона в атоме. Квантовые числа, их физический смысл.
4. s, p, d, f-орбитали. Емкость энергетических уровней. Принципы заполнения электронами атомных орбиталей.
5. Таблица химических элементов. Периодический закон и периодическая система химических элементов в свете теории строения атома.
6. Периодичность в изменении свойств элементов: радиусы атомов, энергии ионизации и сродства к электрону, электроотрицательности, валентности и степени окисления.
7. Периодичность в изменении свойств кислородных и водородных соединений элементов по периодам и группам.
8. Химическая связь. Виды связи. Основные характеристики химической связи.
9. Свойства ковалентной связи (насыщаемость, полярность связи и молекулы, поляризуемость связи), механизмы образования ковалентной связи.
10. Гибридизация орбиталей.  $\delta$  и  $\pi$  связи. Кратность связи.
11. Ионная связь, механизм ее образования. Металлическая связь. Свойства ионной и металлической связи.
12. Типы кристаллических решёток. Зависимость свойств веществ от вида связи и типа кристаллической решётки.
13. Понятие о скорости химических реакций. Факторы, влияющие на скорость химических реакций.
14. Закон действия масс. Константа скорости реакции, её физический смысл.
15. Влияние температуры на скорость химической реакции. Правило Вант-Гоффа. Активные молекулы и энергия активации. Уравнение Аррениуса.
16. Обратимые и необратимые реакции. Химическое равновесие. Константа химического равновесия.
17. Смещение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье.
18. Тепловые эффекты реакций. Термохимические законы и уравнения.
19. Внутренняя энергия и энтальпия. Энтальпия образования химических соединений.
20. Энтропия и её изменение при химических процессах и фазовых переходах. Условия самопроизвольного протекания химических реакций. Энергия Гиббса.
21. Классификация растворов. Механизм процесса растворения. Гидратная теория Д.И.Менделеева.
22. Концентрация растворов. Процентная концентрация, массовая доля растворённого вещества. Молярная концентрация растворов. Нормальная концентрация растворов. Эквивалент элемента и сложного вещества.
23. Свойства разбавленных растворов неэлектролитов. Осмос. Осмотическое давление. Закон Вант-Гоффа.
24. Теория электролитической диссоциации. Основные положения теории. Механизм диссоциации веществ с различными видами связи.
25. Электролитическая диссоциация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель.
26. Степень диссоциации электролитов. Сильные и слабые электролиты.
27. Диссоциация слабых электролитов. Константа диссоциации. Закон разведения Оствальда.
28. Кислоты, основания и соли в свете теории электролитической диссоциации. Амфотерные гидроксиды.
29. Реакции обмена в растворах электролитов. Направленность реакций обмена в растворах электролитов. Произведение растворимости. Условия образования и растворения осадков.
30. Гидролиз солей в водных растворах. Случаи гидролиза. Степень гидролиза. Константа гидролиза.



31. Понятия о комплексных соединениях. Номенклатура комплексных соединений.



33. Степень окисления элементов. Окислительно-восстановительные реакции. Метод электронного баланса.

34. Важнейшие окислители и восстановители. Роль среды в протекании окислительно-восстановительных реакций.

35. Классификация окислительно-восстановительных реакций. Их роль в природе и технике.

### 6.5. Фонд оценочных средств

Полный банк заданий для текущего, рубежных контролей 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, 2012. – 720 с.
2. Слесарев В.И. Химия. Основы химии живого. – С-Пб.: Госхимиздат, 2000. – 768 с.
3. Общая химия [Электронный ресурс] : учебник / А. В. Жолнин ; под ред. В. А. Попкова, А. В. Жолнина. – М. : ГЭОТАР-Медиа, 2014. – <http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785970429563.html>

### 7.2. Дополнительная учебная литература:

1. Коровин В.Н. Общая химия. – М.: Высшая школа, 2006. – 557 с.
2. Карапетьянц М.Х., Дракин С.И. Общая и неорганическая химия: Учеб. для вузов. – М.: Химия, 1994. – 592 с.
3. Рабинович В.А. Хавин З.Я. Краткий химический справочник. – Л.: Химия, 1991. – 432 с.
4. Справочник по общей и неорганической химии [Электронный ресурс] / Лидин Р. А. – 2-е изд., испр. и доп. – М. : КолосС, 2013. – <http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785953204651.html>

## 8. УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ