

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  
/С.Н. Щербич /  
«23» марта 2020 г.

## Рабочая программа учебной дисциплины

### ОБЩАЯ ХИМИЯ

образовательной программы высшего образования –  
программы бакалавриата

**19.03.01 – Биотехнология**

Направленность:

**Биотехнология**

Формы обучения: очная, заочная, очно-заочная

Курган 2020

Рабочая программа дисциплины «Общая химия» составлена в соответствии с учебными планами по программе бакалавриата Биотехнология (Биотехнология), утвержденными:

- для очной формы обучения «13» марта 2020 года;
- для заочной формы обучения «13» марта 2020 года;
- для очно-заочной формы обучения «13» марта 2020 года.

Рабочая программа дисциплины одобрена на заседании кафедры «Физическая и прикладная химия» «20» марта 2020 года, протокол № 5.

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

 С.Н. Сеницын

## 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>46</b>	<b>46</b>		
<b>в том числе:</b>				
Лекции	16	16		
Лабораторные работы	30	30		
<b>Самостоятельная работа, всего часов</b>	<b>62</b>	<b>62</b>		
<b>в том числе:</b>				
Подготовка к зачету			18	18
Другие виды самостоятельной работы			44	44
<b>Вид промежуточной аттестации</b>	<b>Зачет</b>	<b>Зачет</b>		
<b>Общая трудоемкость дисциплины и трудоемкость по семестрам, часов</b>	<b>108</b>	<b>108</b>		

### Заочная форма обучения

Вид учебной работы	На всю дисциплину	Семестр		
		1		
<b>Аудиторные занятия (контактная работа с преподавателем), всего часов</b>	<b>10</b>	<b>10</b>		
<b>в том числе:</b>				
Лекции	4	4		
Лабораторные работы	6	6		
<b>Самостоятельная работа, всего часов</b>	<b>98</b>	<b>98</b>		
<b>в том числе:</b>				
Подготовка к зачету			18	18
Другие виды самостоятельной работы			80	80
<b>Вид промежуточной аттестации</b>	<b>зачет</b>	<b>зачет</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>12</b>	<b>12</b>		
<b>в том числе:</b>				
Лекции	4	4		
Лабораторные работы	8	8		
<b>Самостоятельная работа, всего часов</b>	<b>96</b>	<b>96</b>		
<b>в том числе:</b>				
Подготовка к зачету			18	18
Другие виды самостоятельной работы			78	78
<b>Вид промежуточной аттестации</b>	<b>зачет</b>	<b>зачет</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. 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:

- способностью и готовностью использовать основные законы естественнонаучных дисциплин в профессиональной деятельности, применять методы математического анализа и моделирования, теоретического и экспериментального исследования (ОПК-2)
- способностью использовать знания о современной физической картине мира, пространственно-временных закономерностях, строении вещества для понимания окружающего мира и явлений природы (ОПК-3)

В результате изучения дисциплины обучающийся должен:

- Знать; фундаментальные понятия, законы и теории классической и современной химии (ОПК-2)
- Уметь; 1.применять полученные знания по химии при изучении других дисциплин (ОПК-3)  
2. адаптировать знания и умения, полученные в курсе химии к решению конкретных задач, связанных с профессиональной деятельностью (ОПК-2)

- Владеть; навыками экспериментальных исследований для понимания окружающего мира и явлений природы и возможности использования их в решении профессиональных задач (ОПК-3)

## 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
Рубеж 1	1	Введение. Основные понятия и законы химии		4
	2	Строение атома. Периодический закон и Периодическая система химических элементов и строение вещества.	4	6
	3	Элементы химической термодинамики	2	2
	4	Химическая кинетика. Химическое равновесие. Катализ.	4	4
Рубеж 2	5	Растворы. Ионные равновесия в растворах электролитов. Гидролиз солей. Буферные растворы.	4	6
	6	Окислительно-восстановительные реакции и электрохимические процессы	2	4
	7	Комплексные соединения		4
<b>Всего:</b>			<b>16</b>	<b>30</b>

#### 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	1	

	элементов и строение вещества.		
3	Элементы химической термодинамики	1	
4	Химическая кинетика. Химическое равновесие. Катализ	1	
5	Растворы. Ионные равновесия в растворах электролитов. Гидролиз солей. Буферные растворы.		2
6	Окислительно-восстановительные реакции и электрохимические процессы		2
7	Комплексные соединения		2
<b>Всего:</b>		<b>4</b>	<b>6</b>

### Очно-заочная форма обучения

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

## 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 насыщенность. 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 рН. 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.



## **Тема 6. Окислительно-восстановительные реакции и электрохимические процессы**

Важнейшие окислители и восстановители. Степень окисления. Изменение окислительно-восстановительных характеристик элементов в периодах и группах периодической системы Д.И. Менделеева. Типы окислительно-восстановительных реакций. Зависимость ОВР от кислотности среды. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций (метод электронного баланса, метод полуреакций).

Химические источники электрического тока. Элемент Даниэля-Якоби. ЭДС гальванического элемента. Стандартные электродные потенциалы и их определение с помощью водородного электрода сравнения. Электрохимический ряд напряжений металлов. Расчет потенциалов различных электродных процессов. Уравнение Нернста. Направление протекания окислительно-восстановительных процессов. Электролиз расплавов и растворов. Коррозия. Виды и механизмы коррозии. Основные методы защиты от коррозии.

## **Тема 7. Комплексные соединения**

Комплексообразование в растворах. Состав, структура, номенклатура и классификация комплексных соединений. Комплексообразователи, лиганды, координационное число. Изомерия комплексных соединений. Диссоциация комплексных соединений. Устойчивость комплексного иона. Химическая связь в комплексных соединениях. Определение типа гибридизации орбиталей комплексообразователя и пространственное строение иона, его магнитные свойства.

### **4.3. Лабораторные занятия**

Номер раздела, темы	Наименование раздела, темы	Наименование лабораторной работы	Норматив времени, час.		
			Очная форма обучения	Заочная форма обучения	Очно-заочная форма обучения
1	Введение. Основные понятия и законы химии	1 Основные понятия и законы химии. Классы неорганических соединений. 2. Определение молярной массы эквивалентов металлов.	2  2		

2	Строение атома. Периодический закон и периодическая система химических элементов и строение вещества	1.Строение атома (решение задач) 2. Периодический закон и периодическая система химических элементов (решение задач) 3.Химическая связь (решение задач)	2 2 2		
3	Элементы химической термодинамики	Элементы химической термодинамики (решение задач)	2		
4	Химическая кинетика. Химическое равновесие. Катализ	1.Скорость химической реакции и факторы, влияющие на скорость реакции. 2.Химическое равновесие. 3.Рубежный контроль №1	2 1 1		1  1
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 2 2	2	2
6	Окислительно-восстановительные реакции и электрохимические процессы	1.Окислительно-восстановительные реакции 2.Электрохимические процессы	2 2	2	2
7	Комплексные соединения	1.Состав, строение и свойства комплексных соединений 2.Рубежный контроль №2	2 2	2	1  1
<b>Всего:</b>			<b>30</b>	<b>6</b>	<b>8</b>

## 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 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.

Для текущего контроля успеваемости по очной, очно-заочной форме обучения преподавателем используется балльно-рейтинговая система контроля и оценки академической активности. 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 освоения материала и получения высокой оценки по результатам освоения дисциплины.

Выполнение самостоятельной работы подразумевает самостоятельное изучение разделов дисциплины, подготовку к лабораторным работам, подготовку к рубежным контролям (для очной и очно-заочной форм обучения), подготовку к зачету.

### Рекомендуемый режим самостоятельной работы

Наименование вида самостоятельной работы	Рекомендуемая трудоемкость, акад. час.		
	Очная форма обучения	Очно-заочная форма обучения	Заочная форма обучения
<b>Самостоятельное изучение тем дисциплины:</b>	<b>25</b>	<b>70</b>	<b>77</b>
Классы неорганических соединений	4	10	10
Основные понятия и законы химии	4	10	10
Основы термодинамики и кинетики	4	10	10
Классификация дисперсных систем	3	10	10

Химия воды	4	10	10
Химия биогенных элементов	4	10	17
Химия комплексных соединений	2	10	10
<b>Подготовка к лабораторным занятиям</b> (по 1 часу на каждое занятие)	15	4	3
<b>Подготовка к рубежным контролям</b> (по 2 часа на каждый рубеж)	4	4	
<b>Подготовка к зачету</b>	18	18	18
<b>Всего:</b>	<b>62</b>	<b>96</b>	<b>98</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 (для очной и очно-заочной форм обучения).
2. Отчеты студентов по лабораторным и работам.
3. Банк тестовых заданий к рубежным контролям № 1, № 2 (для очной формы обучения и очно-заочной форм обучения).
4. Вопросы к зачету.

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

№	Наименование	Содержание					
<b>Очная форма обучения</b>							
1	Распределение баллов за семестры по видам учебной работы, сроки сдачи учебной работы (доводятся до сведения)	Распределение баллов					
		Вид учебной работы:	Посещение лекций	Выполнение и защита отчетов по лабораторным работам	Рубежный контроль №1	Рубежный контроль №2	Зачет
		Балльная оценка:	1	3	8,5	8,5	30

	студентов на первом учебном занятии)	Примечания:	За прослушанную лекцию. Всего: 8	Всего работ $15 \cdot 3 = 45$	На 8-м лабораторном занятии	На 15-м лабораторном занятии	
<b>Очно-заочная форма обучения</b>							
1	Распределение баллов за семестры по видам учебной работы, сроки сдачи учебной работы (доводятся до сведения студентов на первом учебном занятии)	Распределение баллов					
		Вид учебной работы:	Посещение лекций	Выполнение и защита отчетов по лабораторным работам	Рубежный контроль №1	Рубежный контроль №2	Зачет
		Балльная оценка:	1	4	26	26	30
	Примечания:	За прослушанную лекцию. Всего: 2	Всего работ $4 \cdot 4 = 16$	На 1-м лабораторном занятии	На 4-м лабораторном занятии		
2	Критерий пересчета баллов в традиционную оценку по итогам работы в семестре и зачета	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 работы.</p> <p>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 работ, за участие в значимых учебных и внеучебных мероприятиях кафедры.</p>					

4	<p>Формы и виды учебной работы для неуспевающих (восстановившихся на курсе обучения) студентов для получения недостающих баллов в конце семестра</p>	<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) 2 баллов 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

Рубежные контроли 1 и 2 проводятся в форме письменного тестирования.

Перед проведением каждого рубежного контроля преподаватель прорабатывает со студентами основной материал соответствующих разделов дисциплины в форме краткой лекции-дискуссии.

Варианты тестовых заданий для рубежных контролей № 1 и № 2 состоят из 17 вопросов для очной формы оценивается в 0,5 баллов и 26 вопросов для очно-заочной формы обучения каждый вопрос оценивается в 1 балл.

На каждое тестирование при рубежном контроле студенту отводится время не менее 45 минут.

Преподаватель оценивает в баллах результаты тестирования каждого студента по количеству правильных ответов и заносит в ведомость учета текущей успеваемости.

Зачет проводится в устной форме по списку вопросов к зачету. Студент отвечает на 1 вопрос. Подготовка к ответу занимает 30 мин. На ответ на вопрос отводится до 15 мин.

Результаты текущего контроля успеваемости и зачета заносятся преподавателем в зачетную 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

##### Рубежный контроль №1

1. Какое число электронов у иона хрома  $\text{Cr}^{3+}$   
а) 21 б) 24 в) 27 г) 52.
2. Электронную конфигурацию благородного газа имеет:  
а)  $\text{Te}^{2-}$  б)  $\text{Ga}^+$  в)  $\text{Fe}^{2+}$  г)  $\text{Cr}^{3+}$ .
3. Три частицы:  $\text{Ne}$ ,  $\text{Na}^+$ ,  $\text{F}^-$  имеют одинаковое:  
а) массовое число в) число электронов  
б) число нейтронов г) число протонов
4. Энергия, которая указана в уравнении  
 $\text{Cl}^0(\text{г}) \rightarrow \text{Cl}^+(\text{г}) + e - 1254 \text{ кДж}$ , является для атома хлора  
а) энергией химической связи в) электроотрицательностью  
б) энергией ионизации г) сродством к электрону.
5. Какой ион имеет наибольший радиус? Дайте ответ на основании положения соответствующих элементов в периодической системе:  
а)  $\text{Ca}^{2+}$  б)  $\text{K}^+$  в)  $\text{F}^-$  г)  $\text{Cl}^-$ .
6. Первый закон термодинамики по сути является  
а) законом сохранения энергии б) уравнением состояния  
в) уравнением Гиббса г) законом Гесса
7. Изменение энтальпии химической реакции равно  
а) тепловому эффекту изохорного процесса б) тепловому эффекту изобарного процесса  
в) энтальпии образования г) изменению внутренней энергии
8. Номер реакции, изменение энтальпии которой равно стандартной энтальпии образования  $\text{BaSO}_4(\text{к})$   
а)  $\text{BaO}(\text{к}) + \text{SO}_3(\text{г}) = \text{BaSO}_4(\text{к})$   
б)  $\text{Ba}(\text{к}) + \text{S}(\text{к}) + 4\text{O}(\text{г}) = \text{BaSO}_4(\text{к})$   
в)  $\text{Ba}(\text{к}) + \text{S}(\text{к}) + 2\text{O}_2(\text{г}) = \text{BaSO}_4(\text{к})$   
г)  $\text{Ba}(\text{к}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{ж}) = \text{BaSO}_4(\text{к}) + \text{H}_2(\text{г})$
9. Изменение энтальпии реакции  $2\text{CH}_4(\text{г}) = \text{C}_2\text{H}_2(\text{г}) + 3\text{H}_2(\text{г})$  равно \_\_\_\_\_ кДж
10. Изменение энтропии реакции  $2\text{CH}_4(\text{г}) = \text{C}_2\text{H}_2(\text{г}) + 3\text{H}_2(\text{г})$  равно \_\_\_\_\_ Дж/К
11. Энергия Гиббса – это:  
а) внутренняя энергия б) кинетическая энергия  
в) энергия взаимодействия г) изобарно-изотермный потенциал

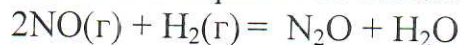
12. Изменение энергии Гиббса реакции  $2\text{CH}_4(\text{г}) = \text{C}_2\text{H}_2(\text{г}) + 3\text{H}_2(\text{г})$  равно \_\_\_\_\_ кДж

13. Если для реакции  $2\text{H}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{H}_2\text{O}(\text{г})$  ее скорость равна 0,45,  $C(\text{H}_2) = 3$  моль/л,  $C(\text{O}_2) = 1$  моль/л, то константа скорости равна \_\_\_\_\_

14. Скорость реакции  $2\text{Fe}(\text{к}) + 3\text{CO}_2(\text{г}) = \text{Fe}_2\text{O}_3(\text{к}) + 3\text{CO}(\text{г})$  при увеличении давления в системе в 2 раза возрастет в \_\_\_\_\_ раз

- а) 32                      б) 6                      в) 8                      г) 12

15. Математическое выражение закона действия масс для реакции



- а)  $W = k \cdot 2C_{\text{NO}} \cdot C_{\text{H}_2}$                       б)  $W = C_{\text{NO}} \cdot C_{\text{H}_2}$                       в)  $W = k \cdot C_{\text{NO}} \cdot C_{\text{H}_2}$                       г)  $W = k \cdot C_{\text{NO}}^2 \cdot C_{\text{H}_2}$

16. Для увеличения скорости химического процесса в 27 раз при температурном коэффициенте скорости реакции равном 3 температуру надо поднять на \_\_\_\_\_ °С

17. Реакция, в которой увеличение давления не вызовет смещения равновесия

- а)  $\text{MgCO}_3(\text{к}) \leftrightarrow \text{MgO}(\text{к}) + \text{CO}_2(\text{г})$                       б)  $\text{H}_2\text{O}(\text{г}) + \text{SO}_2(\text{г}) \leftrightarrow \text{H}_2(\text{г}) + \text{SO}_3(\text{г})$   
в)  $\text{CO}_2(\text{г}) + 2\text{H}_2(\text{г}) \leftrightarrow \text{CH}_3\text{OH}(\text{г})$                       г)  $\text{C}(\text{к}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г}) \leftrightarrow \text{CO}(\text{г}) + \text{H}_2(\text{г})$

## Рубежный контроль №2

1. По современным представлениям в растворах присутствуют более или менее прочные соединения между частицами растворенного вещества и растворителя. Для водных растворов такие соединения называют \_\_\_\_\_, а процесс их образования соответственно \_\_\_\_\_.

2. Нормальность раствора  $\text{H}_2\text{SO}_4$  в 250 мл которого содержится 24,5 г  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , составляет \_\_\_\_\_ моль/л

3. Количество азотной кислоты, содержащейся в растворе, на нейтрализацию которого израсходовано 100 мл 0,2М раствора NaOH, составляет \_\_\_\_\_ моль.

- а) 0,2                      б) 0,01                      в) 0,02                      г) 0,1

4. Концентрация раствора глюкозы, кипящего при  $100,78^\circ\text{C}$   $\left( E = 0,52 \frac{\text{град} \cdot \text{кг}}{\text{моль}} \right)$

равна ....

- а) 1,5 моль/кг  
б) 0,3 моль/кг  
в) 1 моль/кг  
г) 0,5 моль/кг

5. Выражение константы диссоциации  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  по 1-й ступени имеет вид \_\_\_\_\_

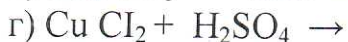
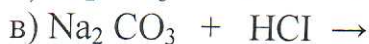
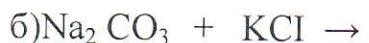
6. Для водных растворов справедливо соотношение ...

- а)  $\text{pH} + \text{pOH} = 14$                       б)  $\text{pH} < \text{pOH}$                       в)  $\text{pH} > \text{pOH}$                       г)  $\text{pH} + \text{pOH} = 7$

7. Из предложенных, до конца протекает реакция:







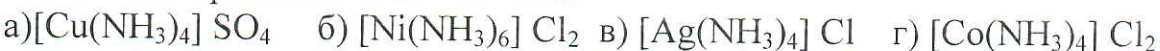
Напишите уравнение.

8. Фенолфталеин окрашивается в малиновый цвет в водном растворе ...



Напишите уравнения реакций гидролиза в молекулярно-ионной форме.

9. Выберите соединение, в котором степень окисления комплексообразователя наименьшая



10. Вычислите степень окисления азота в соединениях  $\text{NH}_3$   $\text{HNO}_2$   $\text{HNO}_3$

Ответ запишите в виде числового ряда \_\_\_\_\_

11. Установите соответствие между веществами А)  $\text{NH}_3$  Б)  $\text{HNO}_2$  В)  $\text{HNO}_3$  и их химическими свойствами

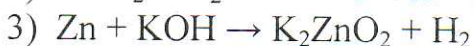
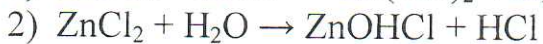
1) только восстановитель    2) только окислитель

3) может быть и тем, и другим

А	Б	В

В бланк перенесите ответ в виде числового ряда

12. Окислительно-восстановительной является реакция



13. Сумма коэффициентов в уравнении реакции



14. Электродные потенциалы в растворах измеряются

1) по водородной шкале    2) по кислородной шкале    3) относительно воды

4) с помощью термопары

15. Электродный потенциал меди, опущенной в 0,001 М раствор  $\text{CuSO}_4$ , при  $t^0 = 25^0\text{C}$  равен \_\_\_\_\_ В

16. Обладает наибольшими восстановительными свойствами



17. Электрохимическую коррозию металла вызывает

1) контакт металла с кислородом

2) контакт металла с оксидами углерода и серы

3) наличие примесей в металле, контакт с другими металлами

4) контакт металла с водой

### Список вопросов к зачету

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.  $\delta$  и  $\pi$  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-Шаталье.
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

### 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, 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, 2020. – с.

Химия. Методические указания для выполнения контрольных работ по химии для студентов заочной формы обучения направления подготовки 19.03.01 –Биотехнология – Курган, 2020.

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

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

Информационные справочные системы:

ЭБС «Консультант студента» – <http://www.studmedlib.ru/>(вход зарегистрированным пользователям)

ЭБС «Знаниум» – <https://znanium.com/>

## **11. МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ**

По всем видам учебной деятельности в рамках дисциплины «Общая химия» используются учебные аудитории для проведения занятий (лекции, лабораторные занятия, групповые и индивидуальные консультации, текущий и промежуточный контроль), укомплектованные специализированной мебелью и техническими средствами обучения, служащими для представления учебной информации большой аудитории.

Компьютерный класс, мультимедийное оборудование (переносной персональный компьютер, мультимедийный проектор, мультимедийный экран). Лабораторный практикум проводится в специализированной лаборатории кафедры «Физическая и прикладная химия», оснащённой необходимым оборудованием и реактивами.

ПРИЛОЖЕНИЕ 1

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 (очная форма обучения), 1 (очно-заочная форма обучения), 1 (заочная форма обучения)

Форма промежуточной аттестации: зачет

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.