

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ
ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ
ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ

«БРАТСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»

Кафедра экологии, безопасности жизнедеятельности и химии

УТВЕРЖДАЮ:
Проректор по учебной работе
_____ Е.И. Луковникова
«_____» декабря 2018 г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ

ХИМИЯ

Б1.Б.09

НАПРАВЛЕНИЕ ПОДГОТОВКИ

08.03.01 Строительство

ПРОФИЛЬ ПОДГОТОВКИ

Экспертиза и управление недвижимостью

Программа академического бакалавриата

Квалификация (степень) выпускника: бакалавр

1. ПЕРЕЧЕНЬ ПЛАНИРУЕМЫХ РЕЗУЛЬТАТОВ ОБУЧЕНИЯ ПО ДИСЦИПЛИНЕ, СООТНЕСЕННЫХ С ПЛАНИРУЕМЫМИ РЕЗУЛЬТАТАМИ ОСВОЕНИЯ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЙ ПРОГРАММЫ	3
2. МЕСТО ДИСЦИПЛИНЫ В СТРУКТУРЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЙ ПРОГРАММЫ	3
3. РАСПРЕДЕЛЕНИЕ ОБЪЕМА ДИСЦИПЛИНЫ	
3.1 Распределение объёма дисциплины по формам обучения.....	4
3.2 Распределение объёма дисциплины по видам учебных занятий и трудоемкости	5
4. СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ	
4.1 Распределение разделов дисциплины по видам учебных занятий	5
4.2 Содержание дисциплины, структурированное по разделам и темам	7
4.3 Лабораторные работы.....	9
4.4 Семинары / практические занятия	9
4.5 Контрольные мероприятия: контрольная работа	10
5. МАТРИЦА СООТНЕСЕНИЯ РАЗДЕЛОВ УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ К ФОРМИРУЕМЫМ В НИХ КОМПЕТЕНЦИЯМ И ОЦЕНКЕ РЕЗУЛЬТАТОВ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ	9
6. ПЕРЕЧЕНЬ УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОГО ОБЕСПЕЧЕНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ ОБУЧАЮЩИХСЯ ПО ДИСЦИПЛИНЕ.....	10
7. ПЕРЕЧЕНЬ ОСНОВНОЙ И ДОПОЛНИТЕЛЬНОЙ ЛИТЕРАТУРЫ, НЕОБХОДИМОЙ ДЛЯ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ.....	10
8. ПЕРЕЧЕНЬ РЕСУРСОВ ИНФОРМАЦИОННО – ТЕЛЕКОММУНИКАЦИОННОЙ СЕТИ «ИНТЕРНЕТ», НЕОБХОДИМЫХ ДЛЯ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ	11
9. МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ДЛЯ ОБУЧАЮЩИХСЯ ПО ОСВОЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ.....	12
9.1 Методические указания по подготовке и выполнению лабораторных работ.....	12
9.2 Методические указания по выполнению контрольной работы.....	26
10. ПЕРЕЧЕНЬ ИНФОРМАЦИОННЫХ ТЕХНОЛОГИЙ, ИСПОЛЬЗУЕМЫХ ПРИ ОСУЩЕСТВЛЕНИИ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОГО ПРОЦЕССА ПО ДИСЦИПЛИНЕ	27
11. ОПИСАНИЕ МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКОЙ БАЗЫ, НЕОБХОДИМОЙ ДЛЯ ОСУЩЕСТВЛЕНИЯ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОГО ПРОЦЕССА ПО ДИСЦИПЛИНЕ	27
Приложение 1. Фонд оценочных средств для проведения промежуточной аттестации обучающихся по дисциплине.....	28
Приложение 2. Аннотация рабочей программы дисциплины	34
Приложение 3. Протокол о дополнениях и изменениях в рабочей программе	35
Приложение 4. Фонд оценочных средств для текущего контроля успеваемости по дисциплине.....	36

1. ПЕРЕЧЕНЬ ПЛАНИРУЕМЫХ РЕЗУЛЬТАТОВ ОБУЧЕНИЯ ПО ДИСЦИПЛИНЕ, СООТНЕСЕННЫХ С ПЛАНИРУЕМЫМИ РЕЗУЛЬТАТАМИ ОСВОЕНИЯ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЙ ПРОГРАММЫ

Вид деятельности выпускника

Дисциплина охватывает круг вопросов, относящихся к экспериментально-исследовательской и производственно-технологической видам профессиональной деятельности выпускника в соответствии с компетенциями и видами деятельности, указанными в учебном плане.

Цель дисциплины – формирование у обучающихся химического мышления путем освоения ими основных законов химии, выработки навыков самостоятельного выполнения химического эксперимента, использования приемов анализа и синтеза, овладения техникой проведения химических расчетов.

Задачи дисциплины

- обучить студентов основным законам химии;
- развить способности самостоятельного выполнения химического эксперимента, практического применения полученных знаний при проведении химических расчетов;
- формировать умения логически мыслить и обобщать наблюдаемые явления.

Код компетенции	Содержание компетенций	Перечень планируемых результатов обучения по дисциплине
ОПК-1	способность использовать основные законы естественнонаучных дисциплин в профессиональной деятельности, применять методы математического анализа и математического (компьютерного) моделирования, теоретического и экспериментального исследования	знать: – основные законы химии, свойства химических элементов и их соединений, составляющих основу строительных материалов; уметь: – применять полученные знания по химии при изучении других дисциплин, выделять химическую составляющую в прикладных задачах в профессиональной деятельности; владеть: – навыками проведения химического эксперимента, способностью работать на современной аппаратуре для проведения эксперимента.

2. МЕСТО ДИСЦИПЛИНЫ В СТРУКТУРЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЙ ПРОГРАММЫ

Дисциплина Б1.Б.09 Химия относится к базовой части. Дисциплина базируется на знаниях, полученных при изучении основных общеобразовательных программ.

Дисциплина Химия представляет собой основу для изучения в последующем дисциплины Безопасность жизнедеятельности.

Такое системное междисциплинарное изучение направлено на достижение требуемого ФГОС уровня подготовки по квалификации бакалавр.

3. РАСПРЕДЕЛЕНИЕ ОБЪЕМА ДИСЦИПЛИНЫ

3.1. Распределение объема дисциплины по формам обучения

для заочной формы обучения набора 2014; 2015; 2016; 2017; 2018 годов

Форма обучения	Курс	Семестр	Трудоёмкость дисциплины в часах						Курсовая работа (проект), контрольная работа, реферат, РГР	Вид промежуточной аттестации (экзамен, зачет)
			Всего часов (с экз.)	Аудиторных часов	Лекции	Лабораторные работы	Семинары Практические занятия	Самостоятельная работа		
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11
Очная	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-
Заочная	1	-	144	12	4	8	-	123	1к	экзамен
Заочная (ускоренное обучение)	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-
Очно-заочная	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-

3.2. Распределение объема дисциплины по видам учебных занятий и трудоёмкости

Вид учебных занятий	Трудоёмкость (час.)	в т.ч. в интерактивной, активной, инновационной формах, (час.)	Распределение по семестрам, час
			1
1	2	3	4
I. Контактная работа обучающихся с преподавателем (всего)	12	4	12
Лекции (Лк)	4	2	4
Лабораторные работы (ЛР)	8	2	8
Контрольная работа	+	-	+
Индивидуальные (групповые) консультации	+	-	+
II. Самостоятельная работа обучающихся (СР)	123	-	123
Подготовка к лабораторным работам	16	-	16
Подготовка к экзамену в течение семестра	97	-	97
Выполнение контрольной работы	10	-	10
III. Промежуточная аттестация экзамен	9	-	9
Общая трудоёмкость дисциплины	144 час.	144	144
	зач. ед.	4	4

4. СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

4.1. Распределение разделов дисциплины по видам учебных занятий:

- для заочной формы обучения для набора 2014, 2015; 2016; 2017; 2018 годов:

№ раз- дел а и те- мы	Наименование раздела и тема дисциплины	Трудо- е- м- ность, (час.)	Виды учебных занятий, включая самостоятельную работу обучающихся и трудоемкость; (час.)		
			учебные занятия		самост оятель ная работа обучаю- щихся
			лекции	лабораторные работы	
1	2	3	4	5	7
1.	Общая и неорганическая химия	49	2	4	43
1.1.	Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И.Менделеева	8	-	-	8
1.2.	Химическая связь	8	-	-	8
1.3.	Основные классы неорганических соединений	8	-	-	11
1.4.	Свойства растворов электролитов	12	2	2	8
1.5.	Окислительно-восстановительные реакции	10	-	2	8
2.	Физическая и коллоидная химия	50	2	4	44
2.1.	Основы химической термодинамики	10	-	2	8
2.2.	Основы химической кинетики	12	2	2	8
2.3.	Коллигативные свойства растворов	8	-	-	8
2.4.	Основы коллоидной химии	10	-	-	10
2.5.	Электрохимические процессы	10	-	-	10
3.	Аналитическая химия	13	-	-	13
3.1.	Качественный химический анализ	10	-	-	10
3.2.	Количественный химический анализ	3	-	-	3
4.	Высокомолекулярные соединения (ВМС)	23	-	-	23
4.1.	Общие сведения о высокомолекулярных соединениях (полимерах)	23	-	-	23
	ИТОГО	135	4	8	123

4.2. Содержание дисциплины, структурированное по разделам и темам

№ раздела и темы	Наименование раздела и темы дисциплины	Содержание лекционных занятий	Вид занятия в интерактивно й, активной, инновационной формах, (час.)
1	2	3	4
1.	Общая и неорганическая химия		0,5 (час.)
1.1.	Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И.Менделеева	Квантово-механическая модель строения атома. Квантовые числа. Принципы электронного строения атома: наименьшей энергии, Паули, Хунда, Клечковского. Электронные и графические формулы	лекция-беседа (0,1 час.)

		атомов. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И.Менделеева в свете теории строения атома	
1.2.	Химическая связь	Механизмы образования химической связи. Основные положения метода валентных связей. Структура молекул. Характер химической связи в комплексных соединениях. Строение комплексных ионов	лекция-беседа (0,1 час.)
1.3.	Основные классы неорганических соединений	Химические свойства оксидов, оснований, кислот, солей. Генетическая связь между основными классами неорганических соединений. Общая характеристика металлов, отношение к простым и сложным веществам.	лекция-беседа (0,1 час.)
1.4.	Свойства растворов электролитов	Концентрация растворов и способы ее выражения. Электролитическая диссоциация. Степень и константа диссоциации. Закон разбавления Оствальда. Электролитическая диссоциация воды. Понятие рН. Гидролиз солей.	лекция-беседа (0,1 час.)
1.5.	Окислительно-восстановительные реакции.	Типы окислительно-восстановительных реакций. Важнейшие окислители и восстановители. Метод электронного баланса для подбора коэффициентов в уравнениях окислительно-восстановительных реакций.	лекция-беседа (0,1 час.)
2. Физическая и коллоидная химия			0,5 (час.)
2.1.	Основы химической термодинамики	Первое начало термодинамики. Закон Гесса как следствие первого начала термодинамики. Следствия из закона Гесса. Второе и третье начало термодинамики. Энтропия как критерий самопроизвольности процесса. Характеристические функции: энергия Гельмгольца, энергия Гиббса. Направление протекания химических процессов.	лекция-беседа (0,1 час.)
2.2.	Основы химической кинетики	Скорость химической реакции и факторы, влияющие на нее. Закон действующих масс. Правило Вант Гоффа. Энергия активации. Теория катализа. Химическое равновесие и его смещение. Принцип Ле-Шателье, его практическое значение.	лекция-беседа (0,1 час.)
2.3.	Коллигативные свойства растворов	Законы Вант-Гоффа и Рауля для разбавленных растворов неэлектролитов. Эбуллиоскопия. Криоскопия. Изотонический коэффициент.	лекция-беседа (0,1 час.)
2.4.	Основы коллоидной химии	Дисперсные системы: классификация и методы получения. Коагуляция и устойчивость дисперсных систем.	лекция-беседа (0,1 час.)
2.5.	Электрохимические процессы	Понятие об электродном потенциале. Формула Нернста. Ряд относительных стандартных потенциалов. Гальванический	лекция-беседа (0,1 час.)

		элемент как химический источник электрического тока. Коррозия металлов и ее виды. Методы защиты металлов от коррозии. Электролиз. Катодные и анодные процессы при электролизе. Законы электролиза.	
3. Аналитическая химия			0,5 (час.)
3.1.	Качественный химический анализ	Аналитический сигнал и его виды. Качественные реакции катионов и анионов.	лекция-беседа (0,4 час.)
3.2.	Количественный химический анализ	Методы количественного химического анализа: кислотно-основное и окислительно-восстановительное титрование, гравиметрический и колориметрический анализ. Электрохимические методы анализа.	лекция-беседа (0,1 час.)
4. Высокомолекулярные соединения (ВМС)			0,5 (час.)
4.1.	Общие сведения о высокомолекулярных соединениях (полимерах).	Классификация полимеров, их строение и свойства.	лекция-беседа (0,5 час.)

4.3. Лабораторные работы

<i>№ п/п</i>	<i>Номер раздела дисциплины</i>	<i>Наименование лабораторной работы</i>	<i>Объем (час.)</i>	<i>Вид занятия в интерактивной, активной, инновационной формах, (час.)</i>
1	1.	Изучение основных классов неорганических соединений	2	Лабораторная работа исследовательского типа (0,5 час.)
2	2.	Определение скорости химической реакции	2	Лабораторная работа исследовательского типа (0,5 час.)
3	1.	Изучение электролитической диссоциации и реакций в растворах электролитов	2	Лабораторная работа исследовательского типа (0,5 час.)
4	1.	Изучение окислительно-восстановительных реакций	2	Лабораторная работа исследовательского типа (0,5 час.)
ИТОГО			8	2

4.4. Семинары/ практические занятия

Учебным планом не предусмотрено

4.5. Контрольные мероприятия: контрольная работа

Цель: углубление теоретических знаний и развитие практических навыков студентов по самостоятельному и грамотному решению химических задач.

Структура: 5 заданий; №1 – определение основных количественные характеристик: моля, эквивалента, массы и объема; использование основных законов химии; установление генетической связи между основными классами неорганических соединений; расчеты по химическим уравнениям, №2 – составление электронно-графических формул атомов и ионов; объяснение свойств элементов и их соединений с точки зрения положения элементов в Периодической системе Д.И. Менделеева; №3 – проведение химико-термодинамических расчетов; №4 – установление состава растворов; составление уравнений реакции гидролиза соли, определение реакции среды (рН); №5 – составление уравнений окислительно-восстановительных реакций, катодного и анодного процессов в гальваническом элементе и при электролизе, расчеты по закону Фарадея.

Основная тематика:

1. Периодическая система элементов Д.И.Менделеева, свойства элементов и их соединений, общие свойства металлов;
2. Основные количественные характеристики вещества: моль, эквивалент, масса и объем; основные законы химии;
3. Классы неорганических соединений; химические свойства металлов, оксидов, оснований, кислот и солей;
4. Строение атома, зависимость свойств элементов от строения их атомов; химическая связь;
5. Термодинамические параметры и функции, закономерности протекания химических процессов;
6. Скорость химических реакций и химическое равновесие;
7. Способы выражения состава растворов, электролитическая диссоциация, определение рН растворов, гидролиз солей;
8. Окислительно-восстановительные реакции, методы подбора коэффициентов в уравнениях окислительно-восстановительных реакций;
9. Электрохимические процессы: гальванический элемент как химический источник электрического тока; электролиз, катодные и анодные процессы при электролизе;
10. Основы аналитической химии. Методы качественного и количественного химического анализа.

Рекомендуемый объем: 7-8 листов формата А4. Выдача задания, прием контрольной работы проводится в соответствии с календарным учебным графиком.

Оценка	Критерии оценки контрольной работы
отлично	правильно выполнены все задания, условия задач и решения приведены полностью, работа аккуратно оформлена, указан перечень использованной литературы
хорошо	правильно выполнено 4 задания, условия задач и решения приведены полностью, работа аккуратно оформлена, указан перечень использованной литературы
удовлетворительно	правильно выполнено 3-2 задания, условия задач и решения приведены полностью, работа аккуратно оформлена, указан перечень использованной литературы
неудовлетворительно	обучающийся не выполнил контрольную работу; или правильно выполнено менее 2 заданий, или все задания выполнены с множественными существенными ошибками, приведшими к неправильным ответам; работа возвращается на доработку, обучающемуся назначается консультация

5. МАТРИЦА СООТНЕСЕНИЯ РАЗДЕЛОВ УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ К ФОРМИРУЕМЫМ В НИХ КОМПЕТЕНЦИЯМ И ОЦЕНКЕ РЕЗУЛЬТАТОВ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ

<i>№, наименование разделов дисциплины</i>	<i>Кол-во часов</i>	<i>Компетенции</i>	<i>Σ комп.</i>	<i>t_{ср}, час</i>	<i>Вид учебной работы</i>	<i>Оценка результатов</i>
		<i>ОПК-1</i>				
1	2	3	4	5	6	7
1. Общая и неорганическая химия	49	+	1	49	Лк, ЛР, СР	1к, тесты, экзамен
2. Физическая и коллоидная химия	50	+	1	50	Лк, ЛР, СР	1к, тесты, экзамен
3. Аналитическая химия	13	+	1	13	Лк, ЛР, СР	1к, тесты, экзамен
4. Высокомолекулярные соединения (ВМС)	23	+	1	23	Лк, СР	тесты, экзамен
<i>всего часов</i>	144	144	1	144		

6. ПЕРЕЧЕНЬ УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОГО ОБЕСПЕЧЕНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ ОБУЧАЮЩИХСЯ ПО ДИСЦИПЛИНЕ

1. Варданян, М. А. Химия : лабораторный практикум для технических направлений подготовки бакалавриата / М. А. Варданян, С. Ф. Лапина/ под ред. М. А. Варданян - Братск : БрГУ, 2015. - 154 с.
2. Русина О.Б. Химия: методические указания для подготовки студентов к текущему и итоговому контролю. – Братск: ГОУ ВПО «БрГУ», 2012. – 116 с.
3. Металлы: учебное пособие/ Т.А. Донская, М.А. Варданян, С.Ф. Лапина, Н.П. Космачевская. – Братск, ГОУ ВПО «БрГУ», 2008. – 68с.

7. ПЕРЕЧЕНЬ ОСНОВНОЙ И ДОПОЛНИТЕЛЬНОЙ ЛИТЕРАТУРЫ, НЕОБХОДИМОЙ ДЛЯ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ

№	Наименование издания (автор, заглавие, выходные данные)	Вид учебной работы	Кол-во экз. в библиотеке, шт.	Обеспеченность
1	2	3	4	5
Основная литература				
1	Глинка, Н. Л. Общая химия : учебник для бакалавров / Н. Л. Глинка. - 19-е изд., перераб. и доп. - М. : Юрайт, 2014. - 900 с. - (Бакалавр. Базовый курс).	Лк, ЛР, СР	101	1
2	Коровин Н.В. Общая химия: учебник для вузов/Н.В. Коровин. – изд. 9-е. изд., перераб. – М.: Высш. шк., 2007. – 557 с.	Лк, СР	15	0,75
Дополнительная литература				
3	Варданян, М. А. Химия : лабораторный практикум для технических направлений подготовки бакалавриата / М. А. Варданян, С. Ф. Лапина/ под ред. М. А. Варданян - Братск : БрГУ, 2015. - 154 с.	ЛР, СР	48	1
4	Металлы : учебное пособие / Т. А. Донская, М. А. Варданян [и др.]. - Братск : БрГУ, 2008. - 65 с. http://ecat.brstu.ru/catalog/Учебные%20и%20учебно-методические%20пособия/Химия/Донская%20Т.А.%20Металлы.Учеб.пособие.2008.pdf	ЛР, СР	81	1
5	Русина О.Б. Химия: методические указания для подготовки студентов к текущему и итоговому контролю. – Братск: ГОУ ВПО «БрГУ», 2012. – 116 с. http://ecat.brstu.ru/catalog/Учебные%20и%20учебно-методические%20пособия/Химия/Русина%20О.Б.%20Химия.%20Методические%20указания%20для%20подготовки%20к%20текущему%20и%20итоговому%20контролю(Тесты).2012.pdf	СР	124	1
6	Задачи и упражнения по общей химии: Учеб. пособие/ Б.И. Адамсон, О.Н. Гончарук, В.Н. Камышова и др.; Под ред. Н.В. Коровина. – изд. 2-е., испр. – М.: Высш. шк., 2004. – 255 с.	Лк, кр, СР	15	0,75
7	Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии: учебно-практическое пособие / Под ред. В. А. Попкова. - 14-е изд. - М. : Юрайт, 2015. - 236 с. -	СР	20	1

8	Неорганическая химия. Часть 1. Теоретические основы химии: Учебное пособие / Сибирский федеральный университет. – Красноярск: Сибирский федеральный университет (3-е изд.), 2007. – 119 с. http://window.edu.ru/resource/720/60720	Лк	1(ЭУ)	1
9	Общая и неорганическая химия: Справочное пособие для студентов 1 курса.- Гропянов В.М., Михайлова И.С., Хотемлянская Д.Л., Луканина Т.Л.- 2005г.- 77 с. http://window.edu.ru/resource/207/76207/files/obshineorg.pdf	кр	1(ЭУ)	1
10	Химический минимум. Классы неорганических соединений. Строение вещества. Растворы (для самостоятельной работы студентов): Учебное пособие.- Луканина Т.Л., Овчинникова Т.Т.- 2010г. – 128 с. http://window.edu.ru/resource/203/76203/files/LASTMETH_GRIF.pdf	кр	1(ЭУ)	1

8. ПЕРЕЧЕНЬ РЕСУРСОВ ИНФОРМАЦИОННО - ТЕЛЕКОММУНИКАЦИОННОЙ СЕТИ «ИНТЕРНЕТ», НЕОБХОДИМЫХ ДЛЯ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ

1. **Электронный каталог библиотеки БрГУ**
http://irbis.brstu.ru/CGI/irbis64r_15/cgiirbis_64.exe?LNG=&C21COM=F&I21DBN=BOOK&P21DBN=BOOK&S21CNR=&Z21ID=.
2. **Электронная библиотека БрГУ**
<http://ecat.brstu.ru/catalog> .
3. **Электронно-библиотечная система «Университетская библиотека online»**
<http://biblioclub.ru> .
4. **Электронно-библиотечная система «Издательство «Лань»**
<http://e.lanbook.com> .
5. **Информационная система "Единое окно доступа к образовательным ресурсам"**
<http://window.edu.ru> .
6. **Научная электронная библиотека eLIBRARY.RU** <http://elibrary.ru> .
7. **Университетская информационная система РОССИЯ (УИС РОССИЯ)**
<https://uisrussia.msu.ru/> .
8. **Национальная электронная библиотека НЭБ**
<http://xn--90ax2c.xn--p1ai/how-to-search/> .
9. **Электронная библиотека учебных материалов по химии (сайт МГУ)**
<http://www.chem.msu.ru/rus/elibrary/welcome.html>
10. **«Химик» - сайт о химии**
<http://www.xumuk.ru/>
11. **Электронная библиотека Российского химического общества**
<http://www.rushim.ru/books/books.htm>

9. МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ДЛЯ ОБУЧАЮЩИХСЯ ПО ОСВОЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ

Преподавание дисциплины Химия проводится с использованием следующих традиционных видов образовательных технологий и форм организации учебного процесса:

- *лекция*, проведение которой основывается на активном методе обучения, при которой учащиеся не пассивные слушатели, а активные участники занятия, отвечающие на вопросы преподавателя. Вопросы преподавателя нацелены на активизацию процессов усвоения материала. Преподаватель заранее намечает список вопросов, стимулирующих ассоциативное мышление и установление связей с ранее освоенным материалом.

- *лабораторные работы*, основывающиеся на интерактивном методе обучения, при котором учащиеся взаимодействуют не только с преподавателем, но и друг с другом. При этом доминирует активность учащихся в процессе обучения. Место преподавателя в интерактивных занятиях сводится к направлению деятельности учащихся на достижение целей занятия.

- *самостоятельная работа*, направленная на углубление и закрепление знаний, а также развитие практических умений, заключается в работе студентов с лекционным материалом, поиске и анализе материалов из литературных и электронных источников информации по заданной теме, изучении тем, вынесенных на самостоятельную проработку, изучении материала к практическим занятиям.

- *текущий контроль* учебных достижений обучающихся проводится после изучения каждого раздела с использованием технических средств обучения на базе электронного банка тестовых заданий (500 заданий) – тестовой оболочки (VTS).

- *консультации*. В случае затруднений при изучении курса следует обращаться за письменной консультацией к своему преподавателю. Консультации можно получить по вопросам организации самостоятельной работы и по другим организационно-методическим вопросам.

- *экзамен*. К сдаче экзамена допускаются студенты, которые выполнили лабораторные работы и сдали отчеты по ним, выполнили и защитили контрольную работу. Подготовку к экзамену рекомендуется проводить с использованием учебно-методической литературы [5]. Экзамен организуется на базе банка тестовых заданий и может быть проведен как в письменном виде в аудитории, так и в дисплейном классе с использованием программы Визуальной студии тестирования. Количество заданий, выдаваемых каждому студенту в рамках итогового контроля, составляет не менее 25. Общее время на подготовку ответов при тестировании – 60 мин.

Также в процессе обучения химии используются современные технологии и формы организации учебного процесса, такие как *лекции-беседы, электронные учебные пособия, интернет-ресурсы*.

9.1. Методические указания для обучающихся по выполнению лабораторных работ

Лабораторная работа по химии – это один из основных видов учебных занятий, направленный на экспериментальное подтверждение теоретических положений и формирование практических умений. Систематическое и аккуратное выполнение всей совокупности лабораторных работ по дисциплине Химия позволит обучающемуся овладеть умениями самостоятельно ставить химические опыты, фиксировать свои наблюдения и измерения, анализировать их, делать выводы.

Целью лабораторных работ является обобщение, систематизация, углубление, закрепление полученных теоретических знаний по конкретным темам учебной дисциплины Химия; формирование умений применять полученные знания на практике, реализация единства интеллектуальной и практической деятельности; выработка таких профессионально значимых качеств, как самостоятельность, ответственность, точность, инициативность.

Лабораторные работы выполняются по письменным инструкциям. Каждая инструкция содержит краткие теоретические сведения, относящиеся к данной работе, перечень

необходимого оборудования, порядок выполнения работы, вопросы и задания для защиты лабораторной работы, контрольные вопросы и литературу. Внимательное изучение методических указаний поможет выполнить работу.

При выполнении лабораторной работы необходимо строго соблюдать правила техники безопасности при обращении с оборудованием, приборами и реактивами; все исследования (измерения) производить с максимальной тщательностью; для вычислений использовать калькулятор.

Выполнение лабораторной работы заканчивается оформлением отчета, который проверяется преподавателем.

Форма отчета по лабораторной работе. Правильно оформленный отчет по лабораторной работе должен содержать в себе следующие разделы:

- полное название работы и её №;
- цель работы;
- основное оборудование и реактивы;
- краткие теоретические сведения по данной теме;
- описание экспериментальной части: рисунок или схема используемой установки, порядок выполнения работы, наблюдаемые явления, уравнения протекающих химических реакций, таблицы с результатами экспериментов, графические зависимости;
- вывод (должен соответствовать цели работы).

При защите лабораторной работы студент должен уметь объяснять цели, задачи, ход проведения работы, ее результаты, сделанные выводы, а также основные конструктивные особенности используемого оборудования.

Лабораторная работа №1. Изучение основных классов неорганических соединений

Цель работы: развитие навыков проведения простейшего химического эксперимента, получение оксидов, оснований, кислот и солей и изучение их химических свойств, а также генетической связи между классами неорганических соединений.

Задание: При подготовке к лабораторной работе изучить основные теоретические сведения с использованием литературы [1] и [3] из п.7. Ознакомиться с порядком выполнения лабораторной работы. Составить конспект.

1. Получить основной оксид, кислотный оксид, кислоту;
2. Получить среднюю соль;
3. Изучить взаимодействие основного оксида с водой;
4. Получить гидроксиды кобальта и хрома;
5. Изучить свойства основного и амфотерного оксидов;
6. Изучение взаимодействие соли с металлом;
7. Изучить взаимодействие кислоты с солью;
8. Изучить взаимодействие кислоты со щёлочью;
9. Получить кислую соль;
10. Получить основную соль.

Порядок выполнения:

1. *Получение основного оксида, кислотного оксида, кислоты.* В сухую пробирку насыпать немного гидроксокарбоната меди, закрыть ее газоотводной трубкой. Во вторую пробирку налить дистиллированной воды и 2–4 капли нейтрального раствора лакмуса. Конец газоотводной трубки опустить в воду во второй пробирке. Осторожно нагреть пробирку до появления черного осадка основного оксида. Отметить изменение окраски лакмуса. Осадок в пробирке оставить для следующего опыта.

2. *Получение средней соли.* К полученному в опыте 1 осадку в пробирке прибавить 2 н раствор серной кислоты до растворения осадка. Отметить появление характерного для данной соли окрашивания.

3. *Изучение взаимодействия основного оксида с водой.* Небольшое количество оксида магния взболтать в пробирке с водой. Прибавить спиртовой раствор фенолфталеина. Пронаблюдать за изменением окраски индикатора.
4. *Получение гидроксидов кобальта и хрома.* В одну пробирку налить 5–10 капель 2 н раствора хлорида кобальта (II), в другую столько же 2 н раствора сульфата хрома. В обе пробирки добавить равное количество раствора щелочи. Отметить появление осадков и указать их цвет. Осадки оставить для опыта 5.
5. *Изучение свойств основного и амфотерного оксидов.* Полученные в опыте 4 осадки разделить на 2 части. К одной из них добавить раствор соляной кислоты, к другой – избыток раствора щелочи. Путем наблюдения выяснить, в каких случаях растворился осадок.
6. *Изучение взаимодействия соли с металлом.* Опустить в раствор сульфата меди железный гвоздь и пронаблюдать за появлением налета на нем. Отметить окраску налета.
7. *Изучение взаимодействия кислоты с солью.* К раствору нитрата серебра добавить раствор соляной кислоты. Отметить появление осадка.
8. *Изучение взаимодействия кислоты со щелочью.* В пробирку налить 1 мл 2 н раствора гидроксида натрия и 1–2 капли фенолфталеина и прибавить по каплям 2 н раствор соляной кислоты до исчезновения малиновой окраски.
9. *Получение кислой соли.* В пробирку, снабженную газоотводной трубкой, поместить карбонат кальция и налить 2 н раствор соляной кислоты. Выделившийся газ пропустить через раствор гидроксида кальция. Пронаблюдать за образованием осадка нормальной соли и дальнейшим растворением осадка вследствие образования кислой соли.
10. *Получение основной соли.* К 2 н раствору сульфата меди по каплям прибавить 10%-й раствор аммиака до образования осадка основной соли.

Форма отчетности: Отчет по вышеприведенной форме (п. 9.1)

Задания для самостоятельной работы:

Задание 1. Какая группа соединений состоит только из кислотных оксидов?

1. Cr_2O_3 , CO_2 .
2. N_2O_5 , CaO .
3. Cl_2O_7 , CrO_3 .
4. Al_2O_3 , MgO .

Рекомендации по выполнению задания 1 и подготовке к лабораторной работе:

Cr_2O_3 – амфотерный оксид (хром – металл, его оксид (III) проявляет амфотерные свойства), CO_2 – кислотный оксид (углерод – неметалл, его оксид проявляет кислотные свойства).

N_2O_5 – кислотный оксид (азот – неметалл (его оксид проявляет кислотные свойства), CaO – основной оксид (кальций – металл, его оксид проявляет основные свойства).

Cl_2O_7 – кислотный оксид (хлор – неметалл, его оксид проявляет кислотные свойства), CrO_3 – кислотный оксид (хром – металл, но его валентность в соединении равна шести, поэтому оксид проявляет кислотные свойства).

Al_2O_3 – амфотерный оксид (алюминий – металл, его оксид (III) проявляет амфотерные свойства), MgO – основной оксид, (магний – металл, его оксид проявляет основные свойства)

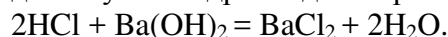
Таким образом, только кислотные оксиды находятся в ответе 3.

Задание 2. Какая пара веществ реагирует с гидроксидом бария?

1. Соляная кислота и оксид меди (II).
2. Серная кислота и оксид серы (IV).
3. Гидроксид калия и оксид углерода (IV).

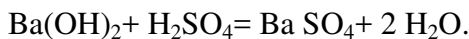
Рекомендации по выполнению задания 2 и подготовке к лабораторной работе:

Соляная кислота HCl взаимодействует с гидроксидом бария:

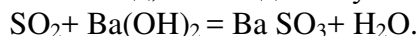


Оксид меди (II) CuO – основной оксид, основания с основными оксидами не взаимодействуют.

Серная кислота H_2SO_4 вступает в реакцию с гидроксидом бария:

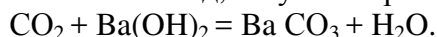


Оксид серы (IV) SO_2 – кислотный оксид, взаимодействует с основаниями:



Гидроксид калия KOH – основание, не взаимодействует с гидроксидом бария.

Оксид углерода (IV) CO_2 – кислотный оксид, вступает в реакцию с гидроксидом бария:



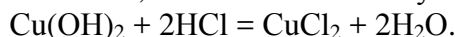
Таким образом, с гидроксидом бария реагирует пара веществ, указанных в ответе 2.

Задание 3. С какими из двух нижеприведенных веществ реагирует соляная кислота в водном растворе?

1. Гидроксид меди, серебро.
2. Карбонат кальция, оксид железа (III).
3. Аммиак, сульфат натрия.
4. Гидроксид натрия, оксид серы (VI).

Рекомендации по выполнению задания 3 и подготовке к лабораторной работе:

Гидроксид меди $\text{Cu}(\text{OH})_2$ – основание, с кислотой HCl вступает в реакцию:

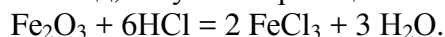


Серебро Ag стоит в ряду напряжений после водорода, в реакцию с соляной кислотой не вступает.

Карбонат кальция CaCO_3 реагирует с соляной кислотой:



Оксид железа (III) – основной оксид, вступает в реакцию с кислотой:

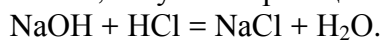


Аммиак NH_3 – газ, проявляет свойства основания, взаимодействует с кислотой:



Сульфат натрия Na_2SO_4 – соль, с соляной кислотой в реакцию не вступает.

Гидроксид натрия NaOH – основание, вступает в реакцию с кислотой:



Оксид серы (VI) SO_3 – кислотный оксид, с кислотой в реакцию не вступает.

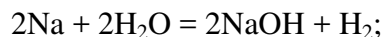
Таким образом, соляная кислота реагирует с веществами, указанными в ответе 2.

Задание 4. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно получить гидросульфит натрия, исходя из металлического натрия и серы.

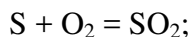
Рекомендации по выполнению задания 4 и подготовке к лабораторной работе:

Гидросульфит натрия NaHSO_3 – кислая соль сернистой кислоты. Основываясь на генетической связи между классами неорганических соединений, последовательность реакций для получения этой соли можно представить следующим образом:

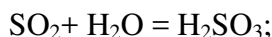
1) щелочной металл натрий взаимодействует с водой с образованием щёлочи и выделением водорода:



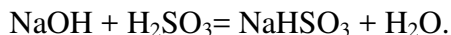
2) неметалл сера окисляется в кислотный оксид:



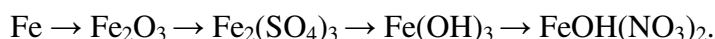
3) при взаимодействии оксида серы (IV) образуется сернистая кислота:



4) кислая соль сернистой кислоты получается при взаимодействии щёлочи и кислоты в молярном соотношении 1 : 1:

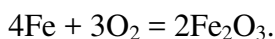


Задание 5. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

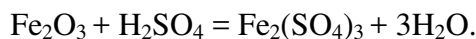


Рекомендации по выполнению задания 5 и подготовке к лабораторной работе:

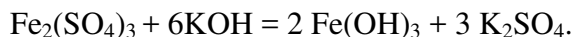
Окисляя железо, получаем оксид железа (III):



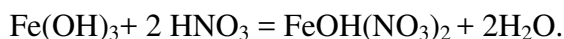
Действуя на оксид железа (III) серной кислотой, получаем среднюю соль – сульфат железа (III):



Гидроксид железа (III) получаем реакцией соли железа (III) со щёлочью:



Для получения основной соли $\text{Fe}(\text{OH})(\text{NO}_3)_2$ на гидроксид железа (III) нужно подействовать азотной кислотой в молярном соотношении 1:2:



Основная литература

1. Глинка, Н. Л. Общая химия : учебник для бакалавров / Н. Л. Глинка. - 19-е изд., перераб. и доп. - М. : Юрайт, 2014. - 900 с. - (Бакалавр. Базовый курс)
2. Варданян, М. А. Химия : лабораторный практикум для технических направлений подготовки бакалавриата / М. А. Варданян, С. Ф. Лапина/ под ред. М. А. Варданян - Братск : БрГУ, 2015. - 154 с.
3. Русина О.Б. Химия: методические указания для подготовки студентов к текущему и итоговому контролю. – Братск: ГОУ ВПО «БрГУ», 2012. – 155 с.

Дополнительная литература

1. Коровин Н.В. Общая химия: Учеб. для технических направ. и спец. вузов/Н.В. Коровин. – изд. 3-е., испр. – М.: Высш. шк., 2007. – 558 с.
2. Задачи и упражнения по общей химии: Учеб. пособие/ Б.И. Адамсон, О.Н. Гончарук, В.Н. Камышова и др.; Под ред. Н.В. Коровина. – изд. 2-е., испр. – М.: Высш. шк., 2004. – 255 с.

Контрольные вопросы для самопроверки

1. Какая связь существует:
 - а) между основанием и кислотой;
 - б) основным оксидом и основанием;
 - в) металлом и основным оксидом;
 - г) кислотным оксидом и кислотой;
 - д) основным оксидом и кислотным оксидом?
 2. Какие продукты можно получить при действии серной кислоты:
 - а) на хлорид натрия;
 - б) сульфат натрия?
 3. Какие продукты образуются при взаимодействии гидроксида меди (II) с 1 молем азотной кислоты? Напишите уравнение реакции.
 4. Назовите соли NaHSO_4 , MgOHNO_3 , CaCl_2 .
 5. Какие продукты можно получить при действии серной кислоты:
 - а) на ортофосфат кальция;
 - б) сульфат натрия?
- Напишите уравнения соответствующих реакций.

Лабораторная работа №2. Определение скорости химической реакции

Цель работы: развитие навыков определения скорости химической реакции, изучение зависимости скорости реакции от концентрации реагирующих веществ и температуры; исследование смещения химического равновесия.

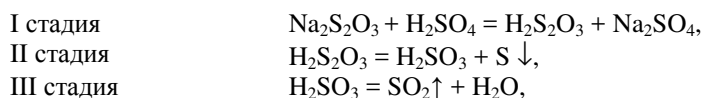
Задание: При подготовке к лабораторной работе изучить основные теоретические сведения с использованием литературы [1], [3]. из п.7. Ознакомиться с порядком выполнения лабораторной работы. Составить конспект.

1. Изучить влияние концентрации реагирующих веществ на скорость химической реакции;
2. Изучить влияние температуры на скорость химической реакции;
3. Изучить смещение химического равновесия при изменении концентрации веществ.

Порядок выполнения: Изучение влияния концентрации реагирующих веществ и температуры на скорость химической реакции проводится на примере окислительно-восстановительной реакции между тиосульфатом натрия и серной кислотой:



которая протекает в три стадии и приводит к слабой опалесценции (свечению) и дальнейшему помутнению раствора:



1. Изучение влияния концентрации реагирующих веществ на скорость химической реакции. Приготовить три раствора тиосульфата натрия различной концентрации. Для этого пронумеровать три большие сухие пробирки. В пробирку № 1 налить 15 мл 0,2 М раствора тиосульфата натрия, в пробирку № 2 – 10 мл раствора тиосульфата натрия и 5 мл дистиллированной воды, в пробирку № 3 – 5 мл раствора тиосульфата натрия и 10 мл дистиллированной воды. В три мерные пробирки налить по 5 мл 20%-го раствора серной кислоты. Последовательно добавлять по 5 мл раствора серной кислоты в пробирки № 1, 2, 3, каждый раз отмечая по секундомеру время реакции. (Выливать серную кислоту в раствор тиосульфата натрия нужно быстро.) Это время и принять за время протекания окислительно-восстановительной реакции. Результаты замеров времени протекания реакции во всех трех пробирках использовать для определения средней скорости реакции v_{cp} (моль/л·с) по формуле $v_{\text{cp}} = \frac{\Delta C}{\Delta t}$, где $\Delta C = C_{\text{к}} - C_{\text{н}}$ – изменение концентрации реагирующего вещества, моль/л; $C_{\text{к}}$ и $C_{\text{н}}$ – конечная и начальная концентрации, соответственно; Δt – промежуток времени, с.

Полученные результаты занести в табл. 5.1. На основании данных табл. 5.1 построить график зависимости скорости реакции v (моль/л·с) от концентрации C (моль/л) тиосульфата натрия. Сделать вывод о характере этой зависимости. Объяснить, почему зависимость выражается прямой линией.

Таблица 5.1- Результаты изучения влияния концентрации реагирующих веществ на скорость реакции

Показатель	Номер пробирки		
	1	2	3
Объем 0,2 М раствора тиосульфата натрия, мл	15	10	5
Объем дистиллированной воды, мл	0	5	10
Объем 20%-го раствора серной кислоты, мл	5	5	5
Суммарный объем реакционной смеси, мл	20	20	20
Молярная концентрация раствора тиосульфата после разбавления в 20 мл раствора, С, моль/л	0,15	0,1	0,05
Время реакции, с			
Средняя скорость реакции v , рассчитанная по изменению концентрации тиосульфата натрия, моль/л·с			

2. Изучение влияния температуры на скорость химической реакции. Пронумеровать три большие сухие пробирки и налить в каждую по 15 мл 0,2М раствора тиосульфата натрия. В три мерные пробирки налить по 5 мл 20%-го раствора серной кислоты. В пробирку № 1 с раствором тиосульфата натрия опустить термометр, измерить и записать температуру

раствора. Вынуть термометр, прилить 5 мл раствора серной кислоты в пробирку № 1, отметить по секундомеру время реакции.

Подготовить водяную баню с температурой на 12–15 °С выше комнатной, опустить в неё большую пробирку № 2 с раствором тиосульфата натрия и пробирку с серной кислотой. В пробирку № 2 опустить термометр и следить за повышением температуры раствора. Держать пробирку № 2 с раствором и пробирку с серной кислотой на водяной бане до тех пор, пока их температура не станет на 10 °С выше, чем пробирки № 1. После этого прилить отмеренное количество серной кислоты к раствору тиосульфата натрия в пробирке № 2 и отметить время реакции.

Нагреть водяную баню, приливая в неё горячую воду так, чтобы температура бани на 25–30 °С превышала комнатную. Опустить в баню пробирку № 3 с раствором и пробирку с серной кислотой. В пробирку № 3 опустить термометр и следить за повышением температуры. Как только температура пробирки № 3 станет на 20 °С выше, чем пробирки № 1, вынуть термометр, прилить в пробирку № 3 к раствору тиосульфата натрия отмеренное количество серной кислоты и отметить время реакции.

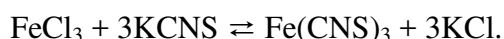
Полученные в опыте экспериментальные данные, а также рассчитанные по формуле $v_{\text{ср}} = \frac{\Delta C}{\Delta t}$ (моль/л) средние скорости реакции $v_{\text{ср}}$ (моль/л·с) занести в табл. 5.2. По данным табл. 5.2 построить график зависимости скорости реакции v (моль/л·с) от температуры t (°С). Сделать вывод о характере этой зависимости.

Таблица 5.2 - Результаты изучения влияния температуры на скорость реакции

Показатель	Номер пробирки		
	1	2	3
Объем 0,2 М раствора тиосульфата натрия, мл	15	15	15
Объем 20%-го раствора серной кислоты, мл	5	5	5
Суммарный объем реакционной смеси, мл	20	20	20
Молярная концентрация раствора тиосульфата после разбавления в 20 мл раствора, С, моль/л	0,15	0,15	0,15
Температура раствора t , °С			
Время реакции, с			
Средняя скорость реакции v , рассчитанная по изменению концентрации тиосульфата натрия, моль/л·с			

3. Изучение смещения химического равновесия при изменении концентрации веществ.

Обратимая реакция между хлоридом железа (III) и роданидом калия протекает по уравнению



Образующийся в результате реакции роданид железа (III) имеет темно-красный цвет. По изменению интенсивности окраски можно судить об изменении концентрации $\text{Fe}(\text{CNS})_3$, т. е. о смещении равновесия в ту или иную сторону.

В большую пробирку налить 10 мл 0,0025 н раствора хлорида железа (III) и добавить такое же количество 0,0025 н раствора роданида калия. Раствор размешать стеклянной палочкой и разлить в предварительно пронумерованные четыре пробирки. Пробирку № 4 с раствором оставить в качестве контрольной (для сравнения). Внести в пробирку № 1 несколько капель концентрированного раствора хлорида железа, в пробирку № 2 – несколько капель насыщенного раствора роданида калия, в пробирку № 3 – несколько кристаллов хлорида калия. Осторожно перемешать растворы в пробирках и сопоставить интенсивности окраски полученных растворов с цветом исходного раствора в контрольной пробирке № 4.

Результаты наблюдений занести в табл. 5.3, форма которой приведена ниже. Составить ионно-молекулярное уравнение проведенной реакции. Написать выражение для константы равновесия.

Таблица 5.3 - Результаты изучения влияния концентрации веществ на смещение равновесия

№ пробирки	Добавляемое вещество	Изменение интенсивности окраски (ослабление, усиление)	Направление смещения равновесия (вправо, влево)

1	FeCl ₃		
2	KCNS		
3	KCl		

Форма отчетности: Отчет по вышеприведенной форме (п. 9.1)

Задания для самостоятельной работы:

Задание 1. В сосуде емкостью 2 л смешали по 2 моль газов А и В. Через 25 с в сосуде осталось 0,5 моль непрореагировавшего газа А. Вычислите среднюю скорость реакции.

Рекомендации по выполнению задания 1 и подготовке к лабораторной работе. Вычислим, исходную и конечную молярную концентрации вещества А. Она показывает, какое количество вещества содержится в 1 л смеси:

$$C(A)_{\text{исх}} = \frac{v(A)_{\text{исх}}}{V} = \frac{2 \text{ моль}}{2 \text{ л}} = 1 \text{ моль/л};$$

$$C(A)_{\text{к}} = \frac{v(A)_{\text{к}}}{V} = \frac{0,5 \text{ моль}}{2 \text{ л}} = 0,25 \text{ моль/л}.$$

Вычислим изменение концентрации реагирующего вещества А:

$$\Delta C(A) = C_{\text{к}}(A) - C_{\text{исх}}(A) = 0,25 \text{ моль/л} - 1 \text{ моль/л} = -0,75 \text{ моль/л}.$$

Вычислим скорость реакции: $v = -\frac{\Delta C(A)}{\Delta t} = -\frac{0,75 \text{ моль/л}}{25 \text{ с}} = 0,03 \text{ моль / (л} \cdot \text{с)}$.

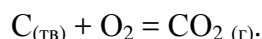
Задание 2. Составить выражение для скорости реакции в гомогенной системе:



Рекомендации по выполнению задания 2 и подготовке к лабораторной работе. Как указывалось выше, рассматриваемая реакция относится к сложным, а её скорость определяется скоростью лимитирующей реакции разложения тиосульфидной кислоты H₂S₂O₃. Поэтому математическое выражение для суммарной скорости реакции можно записать так:

$$v = k \cdot C_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3}.$$

Задание 3. Составить кинетическое уравнение для гетерогенной реакции горения угля:



Рекомендации по выполнению задания 3 и подготовке к лабораторной работе. Математическое выражение скорости будет иметь вид $v = k \cdot C_{\text{O}_2}$, так как в выражение для скорости химической реакции концентрации твердых веществ не входят.

Задание 4. Определить, как изменится скорость химической реакции при повышении температуры от 20 до 50 °С, если температурный коэффициент данной реакции равен двум.

Рекомендации по выполнению задания 4 и подготовке к лабораторной работе. Определим изменение скорости реакции при повышении температуры на 30 °С, используя математическое выражение правила Вант Гоффа.

$$v_{50^\circ\text{C}} = v_{20^\circ\text{C}} \cdot 2^{\frac{50-20}{10}} = v_{20^\circ\text{C}} \cdot 2^3 = v_{20^\circ\text{C}} \cdot 8,$$

т. е. скорость реакции возрастает в восемь раз.

Задание 5. Изменение каких условий способствует смещению равновесия вправо?



Рекомендации по выполнению задания 5 и подготовке к лабораторной работе. Согласно принципу Ле-Шателье смещению равновесия вправо способствует:

- а) увеличение концентрации N_2O_4 ;
- б) уменьшение концентрации NO_2 ;
- в) повышение температуры;
- г) понижение давления.

Основная литература

1. Глинка, Н. Л. Общая химия : учебник для бакалавров / Н. Л. Глинка. - 19-е изд., перераб. и доп. - М. : Юрайт, 2014. - 900 с. - (Бакалавр. Базовый курс)
2. Варданян, М. А. Химия : лабораторный практикум для технических направлений подготовки бакалавриата / М. А. Варданян, С. Ф. Лапина/ под ред. М. А. Варданян - Братск : БрГУ, 2015. - 154 с.
3. Русина О.Б. Химия: методические указания для подготовки студентов к текущему и итоговому контролю. – Братск: ГОУ ВПО «БрГУ», 2012. – 155 с.

Дополнительная литература

1. Коровин Н.В. Общая химия: Учеб. для технических направ. и спец. вузов/Н.В. Коровин. – изд. 3-е., испр. – М.: Высш. шк., 2007. – 558 с.
2. Задачи и упражнения по общей химии: Учеб. пособие/ Б.И. Адамсон, О.Н. Гончарук, В.Н. Камышова и др.; Под ред. Н.В. Коровина. – изд. 2-е., испр. – М.: Высш. шк., 2004. – 255 с.

Контрольные вопросы для самопроверки

1. Напишите математическое выражение скорости для следующих реакций:
 $H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$;
 $2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$;
 $CuO + H_2 \rightarrow Cu + H_2O$.
2. Как изменяется скорость реакции $2NO + O_2 \rightarrow 2NO_2$
 - а) при увеличении концентрации NO в два раза;
 - б) при одновременном увеличении концентрации NO и O_2 в три раза?
3. Чему равна константа скорости химической реакции? Каков физический смысл этой величины?
4. Напишите математическое выражение константы химического равновесия для следующих реакций:
 $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$;
 $2NO_2 \leftrightarrow N_2O_4$.
5. В какую сторону сместятся равновесия
 $2SO_2 + O_2 \leftrightarrow 2SO_3 + 172,38 \text{ кДж}$;
 $2HBr \leftrightarrow H_2 + Br_2 - 59,83 \text{ кДж}$;
 - а) при понижении температуры;
 - б) при повышении давления?

Лабораторная работа №3. Изучение электролитической диссоциации и реакций в растворах электролитов

Цель работы: развитие навыков проведения простейшего химического эксперимента, изучение характера диссоциации гидроксидов, поведения индикаторов в различных средах, наблюдение смещения равновесия в растворах электролитов, исследование процессов обратимого и необратимого гидролиза солей.

Задание: При подготовке к лабораторной работе изучить основные теоретические сведения с использованием литературы [1], [3] из п.7:

1. Изучить характер электролитической диссоциации гидроксидов.
2. Изучить равновесие и его смещение в растворах слабых электролитов.
3. Изучить реакции в растворах электролитов.

4. Изучить окраску кислотно-основных индикаторов в различных средах.
5. Изучить реакцию среды в растворах следующих солей: хлорида алюминия, карбоната натрия, хлорида калия, ацетата аммония.
6. Изучить полный (необратимый) гидролиз солей для случая, когда в растворе одновременно присутствуют две соли: хлорид алюминия и карбонат натрия.

Ознакомиться с порядком выполнения лабораторной работы. Составить конспект.

Порядок выполнения:

1. *Изучение характера электролитической диссоциации гидроксидов.* В две пробирки внести по 10 капель 0,5н раствора: в первую – $ZnSO_4$, во вторую – $NiSO_4$ и в каждую добавить по 3 капли (до образования осадков) раствора щелочи $NaOH$. Определить химический характер образовавшихся гидроксидов. Для этого осадки разделить на две части, к одной добавить раствор кислоты HCl , а к другой – избыток раствора щелочи (до растворения осадка).
2. *Изучение равновесия и его смещения в растворах слабых электролитов.* а) В две пробирки внести по 8–10 капель раствора уксусной кислоты CH_3COOH и по 1 капле метилового оранжевого. Добавить в одну пробирку 2–3 кристалла ацетата натрия CH_3COONa . Перемешать. Сравнить цвет растворов в пробирках; б) В две пробирки внести по 4–5 капель раствора гидроксида аммония NH_4OH и по 1 капле фенолфталеина. Добавить в одну пробирку 2–3 кристалла хлорида аммония NH_4Cl . Перемешать содержимое пробирки. Сравнить цвет растворов в пробирках.
3. *Изучение реакции в растворах электролитов.* а) В пробирку внести 8–10 капель хлорида бария и добавить такой же объем сульфата натрия. б) В пробирку к 4–5 каплям раствора карбоната натрия добавить такое же количество хлороводородной кислоты. Наблюдать выделение газа.
4. *Изучение окраски кислотно-основных индикаторов.* В три пробирки налить 10–15 капель дистиллированной воды и добавить: в первую – 1 каплю лакмуса, во вторую – 1 каплю фенолфталеина, в третью – 1 каплю метилоранжа. Наблюдать окраску индикаторов. Затем в три другие пробирки налить по 8–10 капель соляной кислоты HCl и внести по 1 капле раствора лакмуса, метилоранжа, фенолфталеина. Наблюдать изменение окраски индикаторов. Затем в следующие три пробирки налить по 8–10 капель щелочи $NaOH$. В первую внести 1 каплю лакмуса, во вторую – 1 каплю метилоранжа, в третью – 1 каплю фенолфталеина. Наблюдать изменение окраски индикаторов
5. *Изучение реакции среды растворов некоторых солей.* В пять пробирок налить дистиллированной воды 1/3 объема и добавить 2–3 капли раствора лакмуса, перемешать. Одну пробирку оставить в качестве контрольной, а в остальные добавить по одному микрошпателью кристаллов следующих солей: в первую – хлорида алюминия, во вторую – карбоната натрия, в третью – хлорида калия, в четвертую – ацетата аммония. Полученные результаты внести в таблицу 7.1. По изменению окраски лакмуса сделать вывод о реакции среды в растворе каждой соли.

Таблица 7.1 - Реакция среды в растворах солей

№ пробирки	Формула соли	Окраска лакмуса	Реакция среды	Уравнение реакции в молекулярной и ионной формах	pH раствора

6. *Изучение полного (необратимого) гидролиза солей.* В пробирку внести по 6–8 капель раствора хлорида алюминия и такой же объем раствора карбоната натрия. Отметить выделение пузырьков и выпадение осадка. Написать уравнение гидролиза в полной и сокращенной форме.

Форма отчетности: Отчет по вышеприведенной форме (п. 9.1)

Задания для самостоятельной работы:

Задание 1. Объясните, как можно понизить кислотность раствора уксусной кислоты?

Рекомендации по выполнению задания 1 и подготовке к лабораторной работе. Для уксусной кислоты выражение константы диссоциации имеет вид

$$\frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = K.$$

Благодаря тому, что константа диссоциации слабого электролита при данной температуре – величина постоянная, можно искусственно изменять концентрации отдельных ионов в растворе. Если увеличить концентрацию CH_3COO^- , то в силу постоянства K концентрация ионов водорода должна понизиться. Увеличения же концентрации ионов CH_3COO^- можно добиться очень просто: прибавить к раствору хорошо растворимую соль уксусной кислоты, например CH_3COONa .

Об этом можно судить по изменению окраски индикатора. Если в растворе CH_3COOH метилоранж имел красную окраску, то после добавления ацетата натрия индикатор примет оранжевую окраску.

Подобным же образом при прибавлении к раствору NH_4OH какой-нибудь аммонийной соли, например NH_4Cl , понижается концентрация ионов OH^- , т. е. щелочность раствора. Поэтому окраска индикатора фенолфталеина изменится с малиновой на бесцветную.

Задание 2. Напишите в молекулярной и ионно-молекулярной форме реакции взаимодействия между следующими веществами: а) BaCl_2 и Na_2SO_4 ; б) Na_2SO_3 и HCl ; в) CH_3COOK и H_2SO_4 ; г) KOH и HCl .

Рекомендации по выполнению задания 2 и подготовке к лабораторной работе. Обменные реакции между электролитами являются практически необратимыми и идут до конца в случае образования малорастворимых, слабодиссоциирующих и газообразных соединений. При составлении молекулярно-ионных уравнений реакций надо помнить о том, что малорастворимые, слабодиссоциирующие и газообразные вещества записывают в виде молекул, а сильные электролиты – в виде тех ионов, на которые они диссоциируют. Исходя из вышесказанного, реакции взаимодействия между названными веществами в молекулярном и ионном видах запишутся следующим образом:

а) молекулярное уравнение реакции: $\text{BaCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{NaCl}$,
сокращенное ионно-молекулярное уравнение: $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4 \downarrow$;

б) молекулярное уравнение реакции: $\text{Na}_2\text{SO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{SO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$,
сокращенное ионно-молекулярное уравнение: $\text{SO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ = \text{SO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$;

в) молекулярное уравнение реакции: $2\text{CH}_3\text{COOK} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{CH}_3\text{COOH}$,
сокращенное ионно-молекулярное уравнение: $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+ = \text{CH}_3\text{COOH}$;

г) молекулярное уравнение реакции: $\text{KOH} + \text{HCl} = \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$,
сокращенное ионно-молекулярное уравнение: $\text{OH}^- + \text{H}^+ = \text{H}_2\text{O}$.

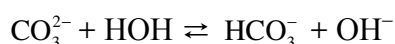
Задание 3. Вычислить pH раствора, если $[\text{H}^+] = 0,0001 = 10^{-4}$ моль/л.

Рекомендации по выполнению задания 3 и подготовке к лабораторной работе.

$[\text{H}^+] = 0,0001 = 10^{-4}$ моль/л. $\text{pH} = -\lg 10^{-4} = 4$. Следовательно, $\text{pH} = 4$.

Задание 4. Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей: а) K_2CO_3 ; б) CuCl_2 ; в) $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$.

Рекомендации по выполнению задания 1 и подготовке к лабораторной работе. а). Карбонат калия K_2CO_3 – соль слабой многоосновной кислоты и сильного основания. Анионы CO_3^{2-} , связывая водородные ионы воды, образуют анионы HCO_3^- , а не молекулы H_2CO_3 . В обычных условиях гидролиз идет по первой ступени, соль гидролизуется по аниону. Ионно-молекулярное уравнение гидролиза



или в молекулярной форме $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{KOH}$.

В растворе появляется избыток ионов OH^- , поэтому раствор K_2CO_3 имеет щелочную реакцию $\text{pH} > 7$.

б) Хлорид меди – соль слабого многокислотного основания $\text{Cu}(\text{OH})_2$ и сильной кислоты HCl . В данном случае катионы Cu^{2+} связывают гидроксильные ионы воды, образуя катионы основной соли CuOH^+ . Образование молекул $\text{Cu}(\text{OH})_2$ не происходит, так как ионы CuOH^+ диссоциируют гораздо труднее, чем молекулы $\text{Cu}(\text{OH})_2$. В обычных условиях гидролиз идет по первой ступени. Соль CuCl_2 гидролизуеться по катиону. Ионно-молекулярное уравнение гидролиза

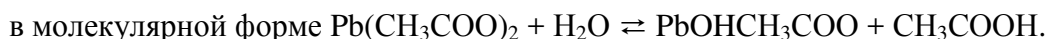
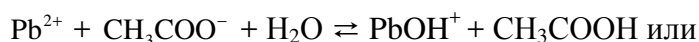


В растворе появляется избыток ионов водорода, поэтому раствор CuCl_2 имеет кислую реакцию ($\text{pH} > 7$).

в) Ацетат свинца – соль слабого многокислотного основания $\text{Pb}(\text{OH})_2$ и слабой одноосновной кислоты CH_3COOH . В данном случае параллельно протекают два процесса:



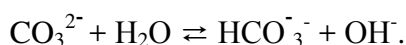
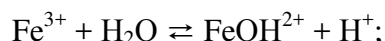
Ионно-молекулярное уравнение



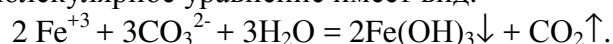
Реакция раствора $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ зависит от относительной силы кислоты и основания, образующих соль. Если $K_{\text{кисл}} = K_{\text{осн}}$, то катион и анион гидролизуются в равной степени и реакция раствора будет нейтральной ($\text{pH} = 7$). Если $K_{\text{кисл}} < K_{\text{осн}}$, то гидролизу преимущественно подвергается анион соли и реакция раствора будет слабощелочной. Если $K_{\text{кисл}} > K_{\text{осн}}$, то катион соли гидролизуеться в большей степени, чем анион. Поэтому в рассматриваемом случае реакция раствора слабокислая.

Задание 5. Какие продукты образуются при смешивании растворов солей $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ и Na_2CO_3 ? Составьте ионно-молекулярное и молекулярное уравнение реакции.

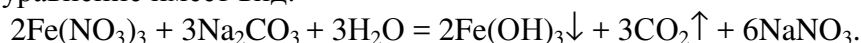
Рекомендации по выполнению задания 2 и подготовке к лабораторной работе. Соль $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ гидролизуеться по катиону, а Na_2CO_3 – по аниону:



Гидролиз этих солей обычно ограничивается первой ступенью. При смешивании растворов этих солей ионы H^+ и OH^- взаимодействуют, образуя молекулы слабого электролита. Это приводит к тому, что усиливается гидролиз каждой из солей до образования осадка и газа: $\text{Fe}(\text{OH})_3$ и CO_2 . Ионно-молекулярное уравнение имеет вид:



Молекулярное уравнение имеет вид:



Основная литература

1. Глинка, Н. Л. Общая химия : учебник для бакалавров / Н. Л. Глинка. - 19-е изд., перераб. и доп. - М. : Юрайт, 2014. - 900 с. - (Бакалавр. Базовый курс)
2. Варданян, М. А. Химия : лабораторный практикум для технических направлений подготовки бакалавриата / М. А. Варданян, С. Ф. Лапина/ под ред. М. А. Варданян - Братск : БрГУ, 2015. - 154 с.
3. Русина О.Б. Химия: методические указания для подготовки студентов к текущему и итоговому контролю. – Братск: ГОУ ВПО «БрГУ», 2012. – 155 с.

Дополнительная литература

1. Коровин Н.В. Общая химия: Учеб. для технических направ. и спец. вузов/Н.В. Коровин. – изд. 3-е., испр. – М.: Высш. шк., 2007. – 558 с.
2. Задачи и упражнения по общей химии: Учеб. пособие/ Б.И. Адамсон, О.Н. Гончарук, В.Н. Камышова и др.; Под ред. Н.В. Коровина. – изд. 2-е., испр. – М.: Высш. шк., 2004. – 255 с.

Контрольные вопросы для самопроверки

1. В чем сущность теории электролитической диссоциации?
2. На какие группы условно делят электролиты по величине степени диссоциации?
3. Укажите реакцию среды растворов следующих солей: а) сульфата натрия; б) карбоната калия; в) хлорида железа (III); г) фторида аммония.
4. Какой процесс называется гидролизом?
5. Приведите примеры солей, подвергающихся гидролизу: а) по катиону; б) по аниону; в) и по катиону, и по аниону?

Лабораторная работа №4. Изучение окислительно-восстановительных реакций

Цель работы: развитие навыков проведения простейшего химического эксперимента, изучение окислительно-восстановительных свойств элементов в низшей, промежуточной и высшей степенях окисления; влияния среды на характер окислительно-восстановительных процессов.

Задание: При подготовке к лабораторной работе изучить основные теоретические сведения с использованием литературы [1], [3] из п.7. Ознакомиться с порядком выполнения лабораторной работы. Составить конспект.

1. Изучить окислительно-восстановительную двойственность соединений серы в промежуточной степени окисления S^{+4} .
2. Изучить влияние рН среды на характер восстановления перманганата калия.
3. Изучение реакции йодида калия с пероксидом водорода.
4. Изучение поведения органических веществ в окислительно-восстановительных реакциях.

Порядок выполнения:

1. *Изучение окислительно-восстановительной двойственности соединений серы в промежуточной степени окисления S^{+4} .* В первую пробирку с раствором дихромата калия $K_2Cr_2O_7$ и во вторую с раствором сульфида натрия Na_2S внести по несколько капель 2н серной кислоты и по 2-3 микрошпателя сульфита натрия Na_2SO_3 . Отметить, как изменилась окраска в первой пробирке и помутнел ли раствор во второй пробирке?
2. *Изучение влияния рН среды на характер восстановления перманганата калия.* В три пробирки внести по 3-4 капли раствора перманганата калия. В одну пробирку добавить 2-3 капли 2н раствора серной кислоты, во вторую добавить столько же воды, в третью – столько же раствора щелочи. Во все три пробирки внести по два микрошпателя кристаллического сульфита натрия и перемешать растворы до полного растворения кристаллов. Через 3-4 минуты отметить изменение окраски раствора во всех трех случаях.
3. *Изучить реакции йодида калия с пероксидом водорода.* К раствору йодида калия, подкисленному серной кислотой, прибавить 1-2 капли раствора пероксида водорода. Для какого вещества характерна появившаяся окраска?
4. *Изучить поведение органических веществ в окислительно-восстановительных реакциях.* В пробирку с раствором дихромата калия $K_2Cr_2O_7$ (5-6 капель) внести 2-3 капли концентрированной серной кислоты плотностью $1,84 \text{ г/мл}^3$ и 4-5 капель этилового спирта C_2H_5OH . Отметить изменение цвета раствора и появление специфического “яблочного” запаха, присущего уксусному альдегиду (ацетальдегид) CH_3CHO .

Форма отчетности: Отчет по вышеприведенной форме (п. 9.1)

Задания для самостоятельной работы:

Задание 1. Какие свойства может проявлять ион марганца Mn^{+7} ?

Рекомендации по выполнению задания 1 и подготовке к лабораторной работе. Марганец Mn^{+7} в перманганат-ионе MnO_4^- не может отдавать электроны, так как имеет завершённую восьмиэлектронную оболочку $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^0 3d^0$. Он может только принимать электроны: $Mn^{+7} + 5e \rightarrow Mn^{+2}$. Поэтому перманганат-ионы MnO_4^- могут выступать только в роли окислителя.

Задание 2. Какие свойства могут проявлять ионы серы S^{-2} и S^{+4} ?

Рекомендации по выполнению задания 2 и подготовке к лабораторной работе. Сера S^{-2} в молекуле H_2S не может присоединять электроны, так как имеет завершённую восьмиэлектронную оболочку $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$. Она может только отдавать электроны: $S^{-2} - 2e \rightarrow S^0$. Следовательно, H_2S может выступать только в роли восстановителя.

Сера S^{+4} в молекуле SO_2 имеет электронную конфигурацию $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$. Такое электронное строение позволяет ей и принимать, и отдавать электроны:

$S^{+4} - 4e \rightarrow S^{+6}$ – окисление;

$S^{+4} + 4e \rightarrow S^0$ – восстановление.

Поэтому диоксид серы SO_2 проявляет окислительно-восстановительную двойственность.

Задание 3. Используя метод электронного баланса, подберите коэффициенты в уравнении реакции: $KMnO_4 + FeSO_4 + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + Fe_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + H_2O$.

Рекомендации по выполнению задания 3 и подготовке к лабораторной работе.

1. Записываем схему реакции:

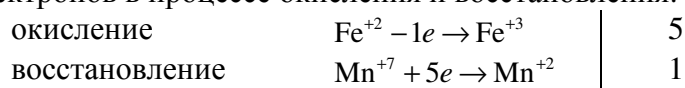


2. Находим элементы, атомы которых изменяют свою степень окисления, и определяем окислитель и восстановитель:

Mn^{+7} (окислитель) $\rightarrow Mn^{+2}$;

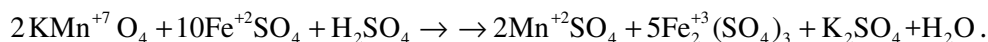
Fe^{+2} (восстановитель) $\rightarrow Fe^{+3}$.

3. Записываем уравнения процессов окисления и восстановления и уравниваем число электронов в процессе окисления и восстановления:

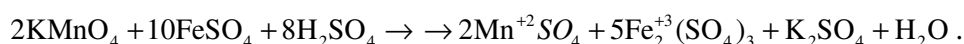


Чтобы восстановить один моль атомов Mn^{+7} , потребуется 5 молей атомов Fe^{+2} .

4. Коэффициенты 5 и 1 переносим в молекулярное уравнение, в результате реакции образуется $Fe_2(SO_4)_3$, содержащий 2 моля атомов Fe^{+3} , поэтому основные коэффициенты следует удвоить:



5. Остальные коэффициенты находим при подсчете баланса других элементов (без O и H), в данном случае атомов K и S:



6. По балансу атомов водорода определяем число молей воды:



7. Для проверки правильности подобранных коэффициентов подсчитываем баланс молей атомов кислорода: в левой части $2 \cdot 4 + 10 \cdot 4 + 8 \cdot 4 = 80$; в правой части $2 \cdot 4 + 5 \cdot 3 \cdot 4 + 1 \cdot 4 + 8 = 80$.

Основная литература

1. Глинка, Н. Л. Общая химия : учебник для бакалавров / Н. Л. Глинка. - 19-е изд., перераб. и доп. - М. : Юрайт, 2014. - 900 с. - (Бакалавр. Базовый курс)
2. Варданян, М. А. Химия : лабораторный практикум для технических направлений подготовки бакалавриата / М. А. Варданян, С. Ф. Лапина/ под ред. М. А. Варданян - Братск : БрГУ, 2015. - 154 с.
3. Русина О.Б. Химия: методические указания для подготовки студентов к текущему и итоговому контролю. – Братск: ГОУ ВПО «БрГУ», 2012. – 155 с.

Дополнительная литература

1. Коровин Н.В. Общая химия: Учеб. для технических направ. и спец. вузов/Н.В. Коровин. – изд. 3-е., испр. – М.: Высш. шк., 2007. – 558 с.
2. Задачи и упражнения по общей химии: Учеб. пособие/ Б.И. Адамсон, О.Н. Гончарук, В.Н. Камышова и др.; Под ред. Н.В. Коровина. – изд. 2-е., испр. – М.: Высш. шк., 2004. – 255 с.

Контрольные вопросы для самопроверки

1. Какие реакции называются окислительно-восстановительными?
2. Какие из нижеприведенных реакций относятся к окислительно-восстановительным:
 - а) $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{HCl}$;
 - б) $\text{SO}_2 + \text{Br}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{HBr} + \text{H}_2\text{SO}_4$;
 - в) $\text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow \text{NH}_3 + \text{HCl}$;
 - г) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{KOH} \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3 + 3\text{K}_2\text{SO}_4$;
 - д) $\text{H}_2\text{SO}_3 + 2\text{H}_2\text{S} \rightarrow 3\text{S} + 3\text{H}_2\text{O}$;
 - е) $2\text{CuI}_2 \rightarrow 2\text{CuI} + \text{I}_2$;
 - ж) $\text{CuCl}_2 + \text{Na}_2\text{S} \rightarrow \text{CuS} + 2\text{NaCl}$;
 - з) $\text{NH}_4\text{NO}_2 \rightarrow \text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$.
3. Какое вещество называется окислителем, а какое – восстановителем? Приведите примеры.
4. Какой процесс называется окислением, а какой – восстановлением?
5. Какие из нижеприведенных процессов представляют собой окисление, а какие – восстановление:

$$\text{S} \rightarrow \text{SO}_3^{2-}; \text{S} \rightarrow \text{S}^{2-}; \text{Sn} \rightarrow \text{Sn}^{4+}; 2\text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2;$$

$$\text{Cl}^- \rightarrow \text{ClO}_3^-; \text{MnO}_4^- \rightarrow \text{MnO}_2; \text{Fe}^{3+} \rightarrow \text{Fe}^{2+}.$$

9.2. Методические указания по выполнению контрольной работы

В процессе изучения курса химии обучающиеся должны выполнить контрольную работу. Решения задач и ответы на теоретические вопросы должны быть коротко, но четко обоснованы, за исключением тех случаев, когда по существу вопроса такая мотивировка не требуется, например, когда нужно составить электронную формулу атома, написать уравнение реакции и т.п. При решении задач нужно приводить весь ход решения.

Контрольная работа должна быть аккуратно оформлена. Работа должна быть датирована, подписана студентом и представлена преподавателю на проверку.

Если контрольная работа не зачтена, то она возвращается обучающемуся на доработку в соответствии с указаниями преподавателя. Контрольная работа, выполненная не по своему варианту, преподавателем не проверяется и не засчитывается как сданная.

В случае возникновения вопросов при выполнении контрольных работ студент может обратиться за консультацией к преподавателю.

10. ПЕРЕЧЕНЬ ИНФОРМАЦИОННЫХ ТЕХНОЛОГИЙ, ИСПОЛЬЗУЕМЫХ ПРИ ОСУЩЕСТВЛЕНИИ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОГО ПРОЦЕССА ПО ДИСЦИПЛИНЕ

Информационно-коммуникационные технологии (ИКТ) используются для:

- получения информации при подготовке к занятиям;
- создания презентационного сопровождения практических занятий;
- работы в электронной информационной среде;
- контроля учебных достижений обучающихся.

Стандартное лицензионное программное обеспечение:

- Microsoft Windows Professional 7 Russian Upgrade Academic OPEN No Level;
- Microsoft Office 2007 Russian Academic OPEN No Level;
- Антивирусное программное обеспечение Kaspersky Security;
- Справочно-правовая система «Консультант Плюс»;
- Программное обеспечение «Визуальная студия тестирования»;
- Ай-Логос: Система дистанционного обучения.

11. ОПИСАНИЕ МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКОЙ БАЗЫ, НЕОБХОДИМОЙ ДЛЯ ОСУЩЕСТВЛЕНИЯ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОГО ПРОЦЕССА ПО ДИСЦИПЛИНЕ

<i>Вид занятия</i>	<i>Наименование аудитории</i>	<i>Перечень основного оборудования</i>	<i>№ ЛР</i>
1	3	4	5
Лк	Лекционная аудитория	-	-
ЛР	Лаборатория общей неорганической химии	Барометр – aneroid БАММ-1; шкаф ШЗ НЖ; стол химический – 6шт.; доска 3-эл комб. ДА-34 – 1шт.; системный блок Celeron 2400– 1шт.; монитор 17LG -1шт.; электропечь СНОЛ-1,6 -1 шт.; весы ВЛА-200; весы ВЛТК-500; шкаф вытяжной -2шт.; шкаф сушильный СНОЛ -3,5; шкаф Ш1-нж; прибор для иллюстрации зависимости скорости реакции от условий -3 шт.; калориметр с мерным стаканом; прибор для опытов по химии с электрическим током; прибор для электролиза растворов солей; прибор для получения газов; выпрямитель; химическая посуда.	ЛР №1-12
	Дисплейная аудитория	24 ПК 15 250 / H67 / 4Gb / 500Gb / DVD-RW (монитор Sony Master E1920); принтер HP Laser Jet P3010	ЛР№2 ЛР№5 ЛР№7 ЛР№9
кр	Лаборатория общей неорганической химии	-	-
СР	ЧЗ1	10- ПК i5-2500/H67/4Gb (монитор TFT19 Samsung); принтер HP Laser Jet P2055D	-

**ФОНД ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ ДЛЯ ПРОВЕДЕНИЯ
ПРОМЕЖУТОЧНОЙ АТТЕСТАЦИИ ОБУЧАЮЩИХСЯ ПО ДИСЦИПЛИНЕ**

1. Описание фонда оценочных средств (паспорт)

№ компетенции	Элемент компетенции	Раздел	Тема	ФОС
<i>ОПК-1</i>	способность использовать основные законы естественно-научных дисциплин в профессиональной деятельности, применять методы математического анализа и математического (компьютерного) моделирования, теоретического и экспериментального исследования	1. Общая и неорганическая химия	1.1. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И.Менделеева	Экзаменационный тест
			1.2. Химическая связь	Экзаменационный тест
			1.3. Основные классы неорганических соединений	Экзаменационный тест
			1.4. Свойства растворов электролитов	Экзаменационный тест
			1.5. Окислительно-восстановительные реакции	Экзаменационный тест
		2. Физическая и коллоидная химия	2.1. Основы химической термодинамики	Экзаменационный тест
			2.2. Основы химической кинетики	Экзаменационный тест
			2.3. Коллигативные свойства растворов	Экзаменационный тест
			2.4. Основы коллоидной химии	Экзаменационный тест
			2.5. Электрохимические процессы	Экзаменационный тест
		3. Аналитическая химия	3.1. Качественный химический анализ	Экзаменационный тест
			3.2. Количественный химический анализ	Экзаменационный тест
		4. Высокомолекулярные соединения (ВМС)	4.1. Общие сведения о высокомолекулярных соединениях (полимерах)	Экзаменационный тест

2. Вопросы к экзамену

№ п/п	Компетенции		ВОПРОСЫ К ЭКЗАМЕНУ	№ и наименование раздела
	Код	Определение		
1	2	3	4	5
			<p>1.1 Периодический закон и периодическая система Д.И.Менделеева. Периоды, семейства, группы. Привести примеры.</p> <p>1.2 Порядковый номер элемента. Закон Мозли. Значение периодического закона Д.И.Менделеева.</p>	<p>1. Общая и неорганическая химия</p>

1	ОПК-1	<p>способность использовать основные законы естественно-научных дисциплин в профессиональной деятельности, применять методы математического анализа и математического (компьютерного) моделирования, теоретического и экспериментального исследования</p>	<p>1.3 Квантово-механическая модель строения атома. Квантовые числа.</p> <p>1.4 Принципы и правила составления электронных и графических формул многоэлектронных атомов: принцип наименьшей энергии, принцип Паули, правило Хунда, правило Клечковского. Привести примеры.</p> <p>1.5 Причина периодичности изменения свойств элементов в рядах и периодах. Периодическое изменение кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств и химической активности элементов.</p> <p>1.6 Механизмы образования химической связи. Привести примеры.</p> <p>1.7 Основные положения метода валентных связей (МВС).</p> <p>1.8 Структура молекул.</p> <p>1.9 Характер химической связи в комплексных соединениях. Строение комплексных ионов. Привести примеры.</p> <p>1.10 Общая характеристика металлов.</p> <p>1.11 Получение и химические свойства металлов. Привести примеры.</p> <p>1.12 Применение металлов в строительных технологиях. Важнейшие металлические конструкционные материалы. Привести примеры.</p> <p>1.13 Концентрация растворов и способы ее выражения. Привести примеры.</p> <p>1.14 Диссоциация электролитов. Степень и константа диссоциации. Закон разбавления Оствальда.</p> <p>1.15 Электролитическая диссоциация воды. Понятие рН. Привести примеры.</p> <p>1.16 Гидролиз солей. Привести примеры.</p> <p>1.17 Классификация окислительно-восстановительных реакций (ОВР). Привести примеры.</p> <p>1.18 Методы подбора коэффициентов в уравнениях ОВР.</p> <p>1.19 Важнейшие окислители и восстановители.</p>	
2	ОПК-1	<p>способность использовать основные законы естественно-научных дисциплин в профессиональной деятельности, применять методы математического анализа и математического (компьютерного)</p>	<p>2.1 I, II и III законы термодинамики.</p> <p>2.2 Закон Гесса и следствия из него.</p> <p>2.3 Энтропия и ее изменение в химических процессах.</p> <p>2.4 Характеристические функции: Энергия Гиббса, энергия Гельмгольца. Направление протекания химических процессов. Привести примеры.</p> <p>2.5 Понятие скорости гомогенной и гетерогенной химической реакции. Привести примеры.</p> <p>2.6 Факторы, влияющие на скорость</p>	<p>2. Физическая и коллоидная химия</p>

		<p>моделирования, теоретического и экспериментального исследования</p>	<p>химической реакции.</p> <p>2.7 Теория катализа. Гомогенный и гетерогенный катализ. Катализаторы и ингибиторы.</p> <p>2.8 Химическое равновесие и его смещение. Привести пример.</p> <p>2.9 Свойства растворов неэлектролитов: законы Вант-Гоффа и Рауля. Изотонический коэффициент.</p> <p>2.10 Понятие об электродных потенциалах, их измерение. Стандартный электрод. Формула Нернста.</p> <p>2.11 Ряд относительных стандартных потенциалов.</p> <p>2.12 Гальванический элемент как химический источник электрического тока. Привести пример.</p> <p>2.13 Электролиз растворов и расплавов. Законы электролиза.</p> <p>2.14 Электродные процессы при электролизе. Привести примеры.</p> <p>2.15 Коррозия металлов. Основные виды коррозии. Привести примеры.</p> <p>2.16 Методы защиты металлов от коррозии. Привести примеры.</p> <p>2.17 Дисперсные системы: классификация и методы получения. Привести примеры.</p> <p>2.18 Мицеллярная теория образования коллоидных растворов.</p> <p>2.19 Молекулярно-кинетические и оптические свойства дисперсных систем.</p> <p>2.19. Коагуляция и устойчивость дисперсных систем. Привести примеры.</p>	
3	ОПК-1	<p>способность использовать основные законы естественно-научных дисциплин в профессиональной деятельности, применять методы математического анализа и математического (компьютерного) моделирования, теоретического и экспериментального исследования</p>	<p>3.1 Качественный анализ: аналитический сигнал и его виды. Привести примеры.</p> <p>3.2 Методы количественного химического анализа: кислотно-основное и окислительно-восстановительное титрование, гравиметрический и колориметрический анализ.</p> <p>3.3 Электрохимические методы анализа.</p>	<p>3. Аналитическая химия</p>
4	ОПК-1	<p>способность использовать основные законы естественно-научных дисциплин в профессиональной</p>	<p>4.1 Классификация полимеров. Привести примеры.</p> <p>4.2 Строение полимеров. Привести примеры.</p> <p>4.3 Свойства полимеров. Привести примеры.</p>	<p>4. Высокомолекулярные соединения (ВМС)</p>

		деятельности, применять методы математического анализа и математического (компьютерного) моделирования, теоретического и экспериментального исследования		
--	--	--	--	--

2. Описание показателей и критериев оценивания компетенций

Показатели	Оценка	Критерии
<p>Знать (ОПК-1):</p> <ul style="list-style-type: none"> – основные законы химии; – свойства химических элементов и их соединений, составляющих основу строительных материалов; <p>Уметь (ОПК-1):</p> <ul style="list-style-type: none"> – применять полученные знания по химии при изучении других дисциплин; – выделять химическую составляющую в прикладных задачах в профессиональной деятельности; <p>Владеть (ОПК-1):</p> <ul style="list-style-type: none"> – навыками проведения химического эксперимента; – способностью работать на современной аппаратуре для проведения эксперимента. 	отлично	<ul style="list-style-type: none"> – <i>знание</i> теоретического и лабораторного материала по курсу химии отличное; – <i>демонстрация умений и навыков</i> решения типовых химических задач, выполнения типовых заданий отличное; – <i>владение</i> навыками проведения химических расчетов с использованием соответствующего физико-математического аппарата отличное.
		хорошо
	удовлетворительно	

3. Методические материалы, определяющие процедуры оценивания знаний, умений, навыков и опыта деятельности

Дисциплина Химия занимает важное значение в системе подготовки специалистов для различных областей строительного производства. Успех работы специалиста в области любой строительной технологии во многом определяется уровнем его химической подготовки. Дисциплина Химия знакомит обучающихся со строением веществ, их

физическими и химическими свойствами, а также способами их получения и направлениями использования в строительстве. Дисциплина направлена на получение теоретических знаний и практических навыков по химии, необходимых для их дальнейшего использования в практической деятельности. *Предусмотрено проведение аудиторных занятий в сочетании с внеаудиторной работой.*

Изучение дисциплины Химия предусматривает:

- лекции,
- лабораторные работы;
- контрольную работу;
- самостоятельную работу;
- консультации;
- экзамен.

Овладение ключевыми понятиями является необходимым условием хорошего усвоения теоретического и лабораторного материала по дисциплине.

В ходе освоения раздела 1. Общая и неорганическая химия обучающиеся должны уяснить:

- формулировки периодического закона, физический смысл порядкового номера;
- структуру периодической таблицы, связь между положением элемента в периодической таблице и электронным строением атома;
- периодически и непериодически изменяющиеся свойства, причины периодичности;
- закономерности изменения атомных радиусов, энергии ионизации, сродства к электрону,
- способы получения и свойства важнейших металлических материалов;
- классификацию растворов по разным признакам;
- способы выражения количественного состава растворов;
- механизм процесса электролитической диссоциации, закономерности диссоциации слабых электролитов; понятия рН и рОН, применение индикаторов;
- сущность процесса гидролиза;

Необходимо овладеть навыками и умениями применения изученных методов для:

- составления электронных и электронно-графических формул элементов;
- определения положения элемента в периодической системе на основании его электронной формулы;
- расчета состава растворов любым из пяти рассмотренных способов;
- составления уравнений реакции гидролиза в полном молекулярном и ионном видах;
- расчета рН и рОН в растворах кислот и оснований;

Необходимо овладеть навыками применения изученных методов в конкретных ситуациях:

- проведения простейшего химического эксперимента;
- работы на современной аппаратуре для проведения эксперимента.

В ходе освоения раздела «2. Физическая и коллоидная химия» обучающиеся должны уяснить:

- сущность первого, второго и третьего законов термодинамики, их математическое выражение и применение;
- сущность закона Гесса и следствий из него;
- сущность процессов, протекающих в гальванических элементах;
- механизм электрохимической коррозии, способы защиты от коррозии;
- сущность процессов электролиза водных растворов и расплавов, катодные и анодные процессы, законы Фарадея, применение процессов электролиза.

Необходимо овладеть навыками и умениями применения изученных методов для:

- расчета ЭДС; составления схемы электродных процессов при электролизе и электрохимической коррозии;
- составления уравнения токообразующих реакций; расчетов по законам Фарадея.

Необходимо овладеть навыками применения изученных методов в конкретных ситуациях:

- проведения простейшего химического эксперимента;
- работы на современной аппаратуре для проведения эксперимента.

В ходе освоения раздела «3. Аналитическая химия» обучающиеся должны уяснить:

- реакции обнаружения катионов и анионов;
Необходимо овладеть навыками и умениями применения изученных методов для:
- проведения качественного анализа и химической идентификации веществ.
Необходимо овладеть навыками применения изученных методов в конкретных ситуациях:
- проведения простейшего химического эксперимента;
- работы на современной аппаратуре для проведения эксперимента.

В ходе освоения раздела «4. Высокомолекулярные соединения (ВМС)» обучающиеся должны уяснить:

- методы получения полимеров; зависимость свойств ВМС от состава и структуры;
- применение полимерных смол в технологии строительства.
Необходимо овладеть навыками и умениями применения изученных методов для:
- составления уравнений реакций полимеризации и поликонденсации.
Необходимо овладеть навыками применения изученных методов в конкретных ситуациях:
- проведения простейшего химического эксперимента;
- работы на современной аппаратуре для проведения эксперимента.

Самостоятельную работу целесообразно начинать с внимательного ознакомления с теоретическими сведениями, далее рекомендуется ответить на вопросы для самопроверки, приведенные в конце каждой лабораторной работы, и только после этого приступить к выполнению заданий лабораторной работы. Студентам необходимо помнить, что большую роль в достижении ими высоких результатов играет самостоятельная учебная работа, направленная на изучение как отдельных разделов и тем дисциплины, так и на подготовку к текущим контрольным мероприятиям. Самостоятельная работа, направленная на углубление и закрепление знаний, а также развитие практических умений, заключается в работе обучающихся с лекционным материалом, поиске и анализе материалов из литературных и электронных источников информации по заданной теме, изучении тем, вынесенных на самостоятельную проработку.

Работа с литературой является важнейшим элементом в получении знаний по дисциплине. Прежде всего, необходимо воспользоваться списком рекомендуемой по данной дисциплине литературы. Дополнительные сведения по изучаемым темам можно найти в периодической печати и Интернете.

В процессе проведения лабораторных работ происходит закрепление знаний, формирование умений и навыков реализации представления об основных закономерностях протекания химических реакций, о химических свойствах важнейших классов неорганических соединений и способах их получения, о процессах, протекающих в растворах электролитов и неэлектролитов.

При подготовке к экзамену рекомендуется особое внимание уделить следующим вопросам: повторить основные теоретические сведения по дисциплине, по каждой теме самостоятельно решить 1-2 задачи, ответить на тестовые задания, приведенные в литературе [5] п.7. Необходимо повторить практический материал, связанный с составлением электронных и графических формул атомов и ионов, уравнений химических реакций в полном и сокращенном ионном видах, схем катодного и анодного процессов при электролизе растворов электролитов, подбора коэффициентов в ОВР.

В процессе консультации с преподавателем обучающемуся необходимо уяснить вопросы, вызвавшие затруднение при самостоятельном изучении курса. Консультации можно получить по вопросам организации самостоятельной работы и по другим организационно-методическим вопросам.

АННОТАЦИЯ

рабочей программы дисциплины

Химия

1. Цель и задачи дисциплины

Целью изучения дисциплины является: формирование у студентов химического мышления путем освоения ими основных законов химии, выработки навыков самостоятельного выполнения химического эксперимента, использования приемов анализа и синтеза, овладения техникой проведения химических расчетов.

Задачам изучения дисциплины являются:

- обучить студентов основным законам химии;
- развить способности самостоятельного выполнения химического эксперимента, практического применения полученных знаний при проведении химических расчетов;
- формировать умения логически мыслить и обобщать наблюдаемые явления.

2. Структура дисциплины

2.1 Распределение трудоемкости по отдельным видам учебной работы, включая самостоятельную работу: лекций 4 ч., лабораторных работ 8 ч., самостоятельная работа 123 ч.

Общая трудоемкость дисциплины составляет 144 часов, 4 зачетные единицы.

2.2 Основные разделы дисциплины:

- 1 – Общая и неорганическая химия
- 2 – Физическая и коллоидная химия
- 3 – Аналитическая химия
- 4 – Высокомолекулярные соединения (ВМС)

3. Планируемые результаты обучения

Процесс изучения дисциплины направлен на формирование следующей компетенции:

ОПК-1 – способность использовать основные законы естественнонаучных дисциплин в профессиональной деятельности, применять методы математического анализа и математического (компьютерного) моделирования, теоретического и экспериментального исследования.

4. Вид промежуточной аттестации: экзамен

*Протокол о дополнениях и изменениях в рабочей программе
на 20__-20__ учебный год*

1. В рабочую программу по дисциплине вносятся следующие дополнения:

2. В рабочую программу по дисциплине вносятся следующие изменения:

Протокол заседания кафедры №____ от «__» _____ 20__ г.,
(разработчик)

Заведующий кафедрой _____
(подпись)

(Ф.И.О.)

**ФОНД ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ ДЛЯ ТЕКУЩЕГО
КОНТРОЛЯ УСПЕВАЕМОСТИ ПО ДИСЦИПЛИНЕ**

1. Описание фонда оценочных средств (паспорт)

№ компетенции	Элемент компетенции	Раздел	Тема	ФОС
ОПК-1	способность использовать основные законы естественно-научных дисциплин в профессиональной деятельности, применять методы математического анализа и математического (компьютерного) моделирования, теоретического и экспериментального исследования	1. Общая и неорганическая химия	1.1. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И.Менделеева	ЛР№1, ЛР№3, ЛР№4, кр
			1.2. Химическая связь	
			1.3. Основные классы неорганических соединений	
			1.4. Свойства растворов электролитов	
			1.5. Окислительно-восстановительные реакции	
		2. Физическая и коллоидная химия	2.1. Основы химической термодинамики	ЛР№2, кр
			2.2. Основы химической кинетики	
			2.3. Коллигативные свойства растворов	
			2.4. Основы коллоидной химии	
			2.5. Электрохимические процессы	
		3. Аналитическая химия	3.1. Качественный химический анализ	-
			3.2. Количественный химический анализ	
		4. Высокомолекулярные соединения (ВМС)	4.1. Общие сведения о высокомолекулярных соединениях (полимерах)	-

2. Описание показателей и критериев оценивания компетенций

Показатели	Оценка	Критерии
<p>Знать (ОПК-1):</p> <ul style="list-style-type: none"> – основные законы химии; – свойства химических элементов и их соединений, составляющих основу строительных материалов; <p>Уметь (ОПК-1):</p> <ul style="list-style-type: none"> – применять полученные знания по химии при изучении других дисциплин; – выделять химическую составляющую в прикладных задачах в профессиональной деятельности; <p>Владеть (ОПК-1):</p> <ul style="list-style-type: none"> – навыками проведения химического эксперимента; – способностью работать на современной аппаратуре для проведения эксперимента. 	отлично	<ul style="list-style-type: none"> – <i>знание</i> теоретического и лабораторного материала по контролируемому разделу отличное; – <i>демонстрация умений и навыков</i> решения типовых химических задач, выполнения типовых заданий по контролируемому разделу отличные; – <i>владение</i> навыками проведения химических расчетов с использованием соответствующего физико-математического аппарата отличное.
	хорошо	<ul style="list-style-type: none"> – <i>знание</i> теоретического и лабораторного материала по контролируемому разделу хорошее; – <i>демонстрация умений и навыков</i> решения типовых химических задач, выполнения типовых заданий по контролируемому разделу хорошее; – <i>владение</i> навыками проведения химических расчетов с использованием соответствующего физико-математического аппарата хорошее.
	удовлетворительно	<ul style="list-style-type: none"> – <i>знание</i> теоретического и лабораторного материала по контролируемому разделу среднее; – <i>демонстрация умений и навыков</i> решения типовых химических задач, выполнения типовых заданий среднее; – <i>владение</i> навыками проведения химических расчетов с использованием соответствующего физико-математического аппарата среднее.
	неудовлетворительно	<ul style="list-style-type: none"> – <i>знание</i> теоретического и лабораторного контролируемого материала по контролируемому разделу ниже среднего; – <i>демонстрация умений и навыков</i> решения типовых химических задач, выполнения типовых заданий ниже среднего; – <i>владение</i> навыками проведения химических расчетов с использованием соответствующего физико-математического аппарата ниже среднего.

Программа составлена в соответствии с федеральным государственным образовательным стандартом высшего образования по направлению подготовки 08.03.01 Строительство от «12» марта 2015 г. № 201

для набора 2014 года: и учебным планом ФГБОУ ВО «БрГУ» для заочной формы обучения от «03» июля 2018 г. №413

для набора 2015 года: и учебным планом ФГБОУ ВО «БрГУ» для заочной формы обучения от «01» октября 2015 г. №587

для набора 2016 года: и учебным планом ФГБОУ ВО «БрГУ» для заочной формы обучения от «06 июня 2016 г. №429

для набора 2017 года: и учебным планом ФГБОУ ВО «БрГУ» для заочной формы обучения от «06» марта 2017 г. №125

для набора 2018 года и учебным планом ФГБОУ ВО «БрГУ» для заочной формы обучения от «12» марта 2018 г. №130

Программу составила:

Варданян Маргарит Андраниковна, доцент, канд.тех.наук, доцент

_____ (подпись)

Рабочая программа рассмотрена и утверждена на заседании кафедры ЭБЖиХ от «___» декабря 2018 г., протокол №__

Заведующий кафедрой ЭБЖиХ _____

М.Р. Ерофеева

СОГЛАСОВАНО:

Заведующий выпускающей кафедрой _____

Г. В. Коваленко

Директор библиотеки _____

Т.Ф. Сотник

Рабочая программа одобрена методической комиссией ЕН факультета от «___» декабря 2018 г., протокол №__

Председатель методической комиссии ЕНФ _____

М.А. Варданян

СОГЛАСОВАНО:

Начальник
учебно-методического управления _____

Г.П. Нежевец

Регистрационный № _____

(методический отдел)