

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.08**

### **НАПРАВЛЕНИЕ ПОДГОТОВКИ**

**08.03.01 Строительство**

### **ПРОФИЛЬ ПОДГОТОВКИ**

**Производство и применение строительных материалов, изделий и  
конструкций**

Программа прикладного бакалавриата

Квалификация (степень) выпускника: бакалавр

<b>1. ПЕРЕЧЕНЬ ПЛАНИРУЕМЫХ РЕЗУЛЬТАТОВ ОБУЧЕНИЯ ПО ДИСЦИПЛИНЕ, СООТНЕСЕННЫХ С ПЛАНИРУЕМЫМИ РЕЗУЛЬТАТАМИ ОСВОЕНИЯ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЙ ПРОГРАММЫ .....</b>	<b>3</b>
<b>2. МЕСТО ДИСЦИПЛИНЫ В СТРУКТУРЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЙ ПРОГРАММЫ .....</b>	<b>3</b>
<b>3. РАСПРЕДЕЛЕНИЕ ОБЪЕМА ДИСЦИПЛИНЫ</b>	<b>4</b>
3.1 Распределение объёма дисциплины по формам обучения.....	4
3.2 Распределение объёма дисциплины по видам учебных занятий и трудоемкости .....	4
<b>4. СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ .....</b>	<b>5</b>
4.1 Распределение разделов дисциплины по видам учебных занятий .....	5
4.2 Содержание дисциплины, структурированное по разделам и темам .....	5
4.3 Лабораторные работы.....	7
4.4 Практические занятия.....	7
4.5. Контрольная работа.....	8
<b>5. МАТРИЦА СООТНЕСЕНИЯ РАЗДЕЛОВ УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ К ФОРМИРУЕМЫМ В НИХ КОМПЕТЕНЦИЯМ И ОЦЕНКЕ РЕЗУЛЬТАТОВ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ .....</b>	<b>9</b>
<b>6. ПЕРЕЧЕНЬ УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОГО ОБЕСПЕЧЕНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ ОБУЧАЮЩИХСЯ ПО ДИСЦИПЛИНЕ</b>	<b>10</b>
<b>7. ПЕРЕЧЕНЬ ОСНОВНОЙ И ДОПОЛНИТЕЛЬНОЙ ЛИТЕРАТУРЫ, НЕОБХОДИМОЙ ДЛЯ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ.....</b>	<b>10</b>
<b>8. ПЕРЕЧЕНЬ РЕСУРСОВ ИНФОРМАЦИОННО – ТЕЛЕКОММУНИКАЦИОННОЙ СЕТИ «ИНТЕРНЕТ» НЕОБХОДИМЫХ ДЛЯ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ .....</b>	<b>11</b>
<b>9. МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ДЛЯ ОБУЧАЮЩИХСЯ ПО ОСВОЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ.....</b>	<b>12</b>
9.1 Методические указания по подготовке и выполнению лабораторных работ.....	12
9.2 Методические указания по выполнению контрольной работы.....	34
<b>10. ПЕРЕЧЕНЬ ИНФОРМАЦИОННЫХ ТЕХНОЛОГИЙ, ИСПОЛЬЗУЕМЫХ ПРИ ОСУЩЕСТВЛЕНИИ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОГО ПРОЦЕССА ПО ДИСЦИПЛИНЕ .....</b>	<b>35</b>
<b>11. ОПИСАНИЕ МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКОЙ БАЗЫ, НЕОБХОДИМОЙ ДЛЯ ОСУЩЕСТВЛЕНИЯ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОГО ПРОЦЕССА ПО ДИСЦИПЛИНЕ .....</b>	<b>35</b>
<b>Приложение 1. Фонд оценочных средств для проведения промежуточной аттестации обучающихся по дисциплине.....</b>	<b>36</b>
<b>Приложение 2. Аннотация рабочей программы дисциплины .....</b>	<b>42</b>
<b>Приложение 3. Протокол о дополнениях и изменениях в рабочей программе .....</b>	<b>43</b>
<b>Приложение 4. Фонд оценочных средств для текущего контроля успеваемости по дисциплине.....</b>	<b>44</b>

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

## Вид деятельности выпускника

Дисциплина охватывает круг вопросов, относящихся к производственно-технологическому виду 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 химических расчетов, поиска взаимосвязи между объектами и явлениями.

## Задачи дисциплины

- усвоение обучающимися основных понятий, законов и теоретических положений химии, что позволит им совершенствовать существующие и создавать новые производственные процессы.

- выработать навыки самостоятельного проведения лабораторных экспериментов и обобщение наблюдаемых фактов, которые позволят будущим бакалаврам создавать новые строительные материалы с требуемым набором свойств, а также исследовать их.

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	<b>знать:</b> – основные законы химии, свойства химических элементов и их соединений, составляющих основу строительных материалов; <b>уметь:</b> – применять полученные знания по химии при изучении других дисциплин, выделять химическую составляющую в прикладных задачах в профессиональной деятельности; <b>владеть:</b> – навыками проведения химического эксперимента, способностью работать на современной аппаратуре для проведения эксперимента.

# 2. МЕСТО ДИСЦИПЛИНЫ В СТРУКТУРЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЙ ПРОГРАММЫ

Дисциплина Б1.Б.08 Химия относится к базовой части. Дисциплина базируется на знаниях, полученных при изучении основных общеобразовательных программ.

Дисциплина Химия представляет собой основу для изучения в последующем дисциплин Б1.Б.16 Строительное материаловедение, Б1.В.02.02 Технология бетона, материалов и изделий на основе минеральных вяжущих.

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

Форма обучения	Курс	Семестр	Трудоемкость дисциплины в часах						Контрольная работа	Вид промежуточной аттестации
			Всего часов	Аудиторных часов	Лекции	Лабораторные работы	Практические занятия	Самостоятельная работа		
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11
<b>Очная</b>	1	2	108	36	18	18	-	72	1к	зачет
<b>Заочная</b>	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-
<b>Заочная (ускоренное обучение)</b>	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-
<b>Очно-заочная</b>	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-

#### 3.2. Распределение объема дисциплины по видам учебных занятий и трудоемкости

Вид учебных занятий	Трудоемкость (час.)	в т.ч. в интерактивной, активной, инновационной формах, (час.)	Распределение по семестрам, час
			2
1	2	3	4
<b>I. Контактная работа обучающихся с преподавателем (всего)</b>	36	14	36
Лекции (Лк)	18	4	18
Лабораторные работы (ЛР)	18	10	18
Контрольная работа	+	-	+
<b>II. Самостоятельная работа обучающихся (СР)</b>	72	-	72
Подготовка к лабораторным работам	36	-	36
Подготовка к зачету	26	-	26
Выполнение контрольной работы	10	-	10
<b>III. Промежуточная аттестация</b> зачет	+	-	зачет
Общая трудоемкость дисциплины 108 час.	108	-	108
зач. ед.	3	-	3

## 4. СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

### 4.1. Распределение разделов дисциплины по видам учебных занятий для очной формы обучения набора 2015 и 2016 годов:

№ раздела и темы	Наименование раздела и тема дисциплины	Трудоемкость, (час.)	Виды учебных занятий, включая самостоятельную работу обучающихся и трудоемкость; (час.)		
			учебные занятия		самостоятельная работа обучающихся
			лекции	лабораторные работы	
1	2	3	4	5	6
<b>1.</b>	<b>Общая и неорганическая химия</b>	<b>40</b>	<b>6</b>	<b>8</b>	<b>26</b>
1.1.	Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И.Менделеева	7	2	-	5
1.2.	Химическая связь	5	1	-	4
1.3.	Основные классы неорганических соединений	11	1	4	6
1.4.	Свойства растворов электролитов	9	1	2	6
1.5.	Окислительно-восстановительные реакции	8	1	2	5
<b>2.</b>	<b>Физическая и коллоидная химия</b>	<b>45</b>	<b>9</b>	<b>10</b>	<b>26</b>
2.1.	Основы химической термодинамики	9	2	2	5
2.2.	Основы химической кинетики	10	2	4	4
2.3.	Коллигативные свойства растворов	6	1	-	5
2.4.	Основы коллоидной химии	7	1	-	6
2.5.	Электрохимические процессы	13	3	4	6
<b>3.</b>	<b>Аналитическая химия</b>	<b>11</b>	<b>1</b>	<b>-</b>	<b>10</b>
3.1.	Качественный химический анализ	5,5	0,5	-	5
3.2.	Количественный химический анализ	5,5	0,5	-	5
<b>4.</b>	<b>Высокомолекулярные соединения (ВМС)</b>	<b>12</b>	<b>2</b>	<b>-</b>	<b>10</b>
4.1.	Общие сведения о высокомолекулярных соединениях (полимерах).	12	2	-	10
	<b>ИТОГО</b>	<b>108</b>	<b>18</b>	<b>18</b>	<b>72</b>

### 4.2. Содержание дисциплины, структурированное по разделам и темам

№ раздела и темы	Наименование раздела и темы дисциплины	Содержание лекционных занятий	Вид занятия в интерактивной, активной, инновационной формах, (час.)
1	2	3	4
<b>1. Общая и неорганическая химия</b>			<b>1 (час.)</b>
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 атомов. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И.Менделеева в свете теории	лекция-беседа (0,2 час.)

		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 (0,2 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 (0,2 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 (0,2 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 (0,2 час.)
<b>2. Физическая и коллоидная химия</b>			<b>2 (час.)</b>
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 (0,4 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 (0,4 час.)
2.3.	Коллигативные свойства растворов	Законы Вант-Гоффа и Рауля для разбавленных растворов неэлектролитов. Эбуллиоскопия. Криоскопия. Изотонический коэффициент.	лекция-беседа (0,4 час.)
2.4.	Основы коллоидной химии	Дисперсные системы: классификация и методы получения. Молекулярно-кинетические и оптические свойства дисперсных систем. Коагуляция и устойчивость дисперсных систем.	лекция-беседа (0,4 час.)
2.5.	Электрохимические процессы	Понятие об электродном потенциале. Формула Нернста. Ряд относительных стандартных потенциалов. Гальванический элемент как химический источник электрического тока.	лекция-беседа (0,4 час.)

		Коррозия металлов и ее виды. Методы защиты металлов от коррозии. Электролиз. Катодные и анодные процессы при электролизе. Законы электролиза.	
<b>3. Аналитическая химия</b>			<b>0,5 (час.)</b>
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.)
<b>4. Высокмолекулярные соединения (ВМС)</b>			<b>0,5 (час.)</b>
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 (2 час.)
2	2.	Определение теплового эффекта реакции нейтрализации	2	Лабораторная работа исследовательского типа (2 час.)
3	2.	Определение скорости химической реакции	4	Лабораторная работа исследовательского типа (2 час.)
4	1.	Приготовление растворов заданной концентрации	2	-
5	1.	Изучение электролитической диссоциации и реакций в растворах электролитов	2	Лабораторная работа исследовательского типа (2 час.)
6	1.	Изучение окислительно-восстановительных реакций	2	-
7	2.	Изучение электрохимических процессов	4	Лабораторная работа исследовательского типа (2 час.)
<b>ИТОГО</b>			<b>18</b>	<b>10</b>

#### 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.

<b>Оценка</b>	<b>Критерии оценки контрольной работы</b>
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<sub>ср</sub> час</i>	<i>Вид учебной работы</i>	<i>Оценка результатов</i>
		<i>ОПК-1</i>				
1	2	3	4	5	6	7
<b>1.</b> Общая и неорганическая химия	40	+	1	40	Лк, ЛР, СР	1к, зачет
<b>2.</b> Физическая и коллоидная химия	45	+	1	45	Лк, ЛР, СР	1к, зачет
<b>3.</b> Аналитическая химия	11	+	1	11	Лк, СР	1к, зачет
<b>4.</b> Высокомолекулярные соединения (ВМС)	12	+	1	12	Лк, СР	зачет
<b><i>всего часов</i></b>	<b>108</b>	<b>108</b>	<b>1</b>	<b>108</b>		

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

1. Русина О.Б. Химия: методические указания для подготовки студентов к текущему и итоговому контролю. – Братск: ГОУ ВПО «БрГУ», 2012. – 155 с.
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. 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

№	<i>Наименование издания (автор, заглавие, выходные данные)</i>	<i>Вид учебной работы</i>	<i>Кол-во экз. в библиотеке, шт.</i>	<i>Обеспеченность</i>
1	2	3	4	5
<b>Основная литература</b>				
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
<b>Дополнительная литература</b>				
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	47	1
4	Металлы : учебное пособие / Т. А. Донская, М. А. Варданян [и др.]. - Братск : БрГУ, 2008. - 65 с. <a href="http://ecat.brstu.ru/catalog/Учебные%20и%20учебно-методические%20пособия/Химия/Донская%20Т.А.%20Металлы.Учеб.пособие.2008.pdf">http://ecat.brstu.ru/catalog/Учебные%20и%20учебно-методические%20пособия/Химия/Донская%20Т.А.%20Металлы.Учеб.пособие.2008.pdf</a>	СР	81	1
5	Русина О.Б. Химия: методические указания для подготовки студентов к текущему и итоговому контролю. – Братск: ГОУ ВПО «БрГУ», 2012. – 155 с. <a href="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).2011.pdf">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).2011.pdf</a>	СР	101	1
6	Варданян, М. А. Физическая химия : лабораторный практикум / М. А. Варданян. - Братск : БрГУ, 2013. - 116 с. <a href="http://ecat.brstu.ru/catalog/Учебные%20и%20учебно-методические%20пособия/Химия/Варданян%20М.А.%20Физическая%20химия.Лаб.практикум.2013.pdf">http://ecat.brstu.ru/catalog/Учебные%20и%20учебно-методические%20пособия/Химия/Варданян%20М.А.%20Физическая%20химия.Лаб.практикум.2013.pdf</a>	ЛР, СР	30	1
7	Задачи и упражнения по общей химии: Учеб. пособие/ Б.И. Адамсон, О.Н. Гончарук, В.Н.	Лк, кр, СР	15	0,75

	Камышова и др.; Под ред. Н.В. Коровина. – изд. 2-е., испр. – М.: Высш. шк., 2004. – 255 с.			
8	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
9	Неорганическая химия. Часть 1. Теоретические основы химии: Учебное пособие / Сибирский федеральный университет. – Красноярск: Сибирский федеральный университет (3-е изд.), 2007. – 119 с. <a href="http://window.edu.ru/resource/720/60720">http://window.edu.ru/resource/720/60720</a>	Лк	1(ЭР)	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. <a href="http://window.edu.ru/resource/203/76203/files/LAST_METH_GRIF.pdf">http://window.edu.ru/resource/203/76203/files/LAST_METH_GRIF.pdf</a>	кр	1(ЭР)	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=](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 2 раза в течение семестра с использованием технических средств обучения на базе банка тестовых заданий Визуальной студии тестирования (VTS). Количество тестовых заданий, выдаваемых каждому обучающемуся в рамках одного контроля, составляет от 20 до 30. Время на подготовку ответов – от 45 до 60 мин.

- *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.

- *зачет*. К сдаче зачета допускаются студенты, которые выполнили лабораторные работы и сдали отчеты по ним, выполнили и защитили контрольную работу.

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;
- развитие интеллектуальных умений у будущих бакалавров: аналитических, проектировочных, конструктивных и др.
- выработка при решении поставленных задач таких профессионально значимых качеств, как самостоятельность, ответственность, точность, творческая инициатива.

В процессе выполнения лабораторных работ обучающиеся расширяют свои представления о веществах и их свойствах, совершенствуют практические умения.

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.

*Подготовка к лабораторной работе.* Любая лабораторная работа должна включать глубокую самостоятельную проработку теоретического материала обучающимся, изучение методики проведения и планирование эксперимента, освоение измерительных средств, обработку и интерпретацию экспериментальных данных. В ряд работ включены эксперименты с элементами научных исследований, которые требуют углубленной самостоятельной проработки теоретического материала.

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] 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 налёта.

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.  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ,  $\text{CO}_2$ .
2.  $\text{N}_2\text{O}_5$ ,  $\text{CaO}$ .
3.  $\text{Cl}_2\text{O}_7$ ,  $\text{CrO}_3$ .
4.  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{MgO}$ .

Рекомендации по выполнению задания 1 и подготовке к лабораторной работе:

$\text{Cr}_2\text{O}_3$  – амфотерный оксид (хром – металл, его оксид (III) проявляет амфотерные свойства),  $\text{CO}_2$  – кислотный оксид (углерод – неметалл, его оксид проявляет кислотные свойства).

$\text{N}_2\text{O}_5$  – кислотный оксид (азот – неметалл (его оксид проявляет кислотные свойства),  $\text{CaO}$  – основной оксид (кальций – металл, его оксид проявляет основные свойства).

$\text{Cl}_2\text{O}_7$  – кислотный оксид (хлор – неметалл, его оксид проявляет кислотные свойства),  $\text{CrO}_3$  – кислотный оксид (хром – металл, но его валентность в соединении равна шести, поэтому оксид проявляет кислотные свойства).

$\text{Al}_2\text{O}_3$  – амфотерный оксид (алюминий – металл, его оксид (III) проявляет амфотерные свойства),  $\text{MgO}$  – основной оксид, (магний – металл, его оксид проявляет основные свойства)

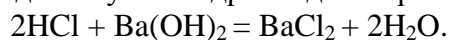
Таким образом, только кислотные оксиды находятся в ответе 3.

**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).

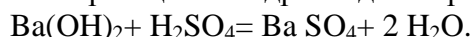
Рекомендации по выполнению задания 2 и подготовке к лабораторной работе:

Соляная кислота  $\text{HCl}$  взаимодействует с гидроксидом бария:

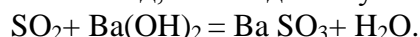


Оксид меди (II)  $\text{CuO}$  – основной оксид, основания с основными оксидами не взаимодействуют.

Серная кислота  $\text{H}_2\text{SO}_4$  вступает в реакцию с гидроксидом бария:

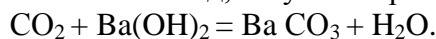


Оксид серы (IV)  $\text{SO}_2$  – кислотный оксид, взаимодействует с основаниями:



Гидроксид калия  $\text{KOH}$  – основание, не взаимодействует с гидроксидом бария.

Оксид углерода (IV)  $\text{CO}_2$  – кислотный оксид, вступает в реакцию с гидроксидом бария:



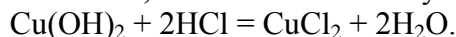
Таким образом, с гидроксидом бария реагирует пара веществ, указанных в ответе 2.

**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  $\text{HCl}$  вступает в реакцию:

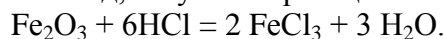


Серебро  $\text{Ag}$  стоит в ряду напряжений после водорода, в реакцию с соляной кислотой не вступает.

Карбонат кальция  $\text{CaCO}_3$  реагирует с соляной кислотой:



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

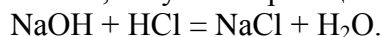


Аммиак  $\text{NH}_3$  – газ, проявляет свойства основания, взаимодействует с кислотой:



Сульфат натрия  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  – соль, с соляной кислотой в реакцию не вступает.

Гидроксид натрия  $\text{NaOH}$  – основание, вступает в реакцию с кислотой:



Оксид серы (VI)  $\text{SO}_3$  – кислотный оксид, с кислотой в реакцию не вступает.

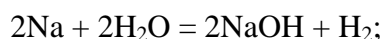
Таким образом, соляная кислота реагирует с веществами, указанными в ответе 2.

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

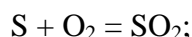
Рекомендации по выполнению задания 4 и подготовке к лабораторной работе:

Гидросульфит натрия  $\text{NaHSO}_3$  – кислая соль сернистой кислоты. Основываясь на генетической связи между классами неорганических соединений, последовательность реакций для получения этой соли можно представить следующим образом:

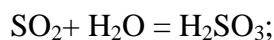
- 1) щелочной металл натрий взаимодействует с водой с образованием щёлочи и выделением водорода:



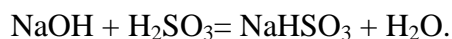
- 2) неметалл сера окисляется в кислотный оксид:



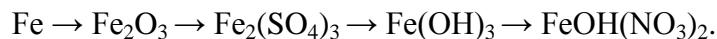
- 3) при взаимодействии оксида серы (IV) образуется сернистая кислота:



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

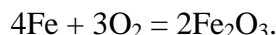


**Задание 5.** Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

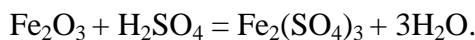


Рекомендации по выполнению задания 5 и подготовке к лабораторной работе:

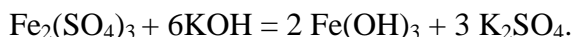
Окисляя железо, получаем оксид железа (III):



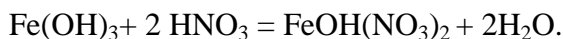
Действуя на оксид железа (III) серной кислотой, получаем среднюю соль – сульфат железа (III):



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. 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.

#### Дополнительная литература

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. – 155 с.
3. 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  $\text{NaHSO}_4$ ,  $\text{MgOHNO}_3$ ,  $\text{CaCl}_2$ .
5. Какие продукты можно получить при действии серной кислоты:
  - а) на ортофосфат кальция;
  - б) сульфат натрия?

Напишите уравнения соответствующих реакций.

#### **Лабораторная работа №2. Определение теплового эффекта реакции нейтрализации**

Цель работы: приобретение навыков определения теплового эффекта реакции нейтрализации сильной кислоты сильным основанием с использованием калориметрической



установки.

Задание: При подготовке к лабораторной работе изучить основные теоретические сведения с использованием литературы [1], [4] из п.7. Ознакомиться с порядком выполнения лабораторной работы. Составить конспект.

1. Ознакомиться с калориметрической установкой.
2. Провести реакцию нейтрализации азотной кислоты гидроксидом калия в калориметрической установке.
3. Рассчитать тепловой эффект проведенной реакции нейтрализации, используя стандартную методику, приведенную в лабораторной работе.

Порядок выполнения:

1. *Ознакомление со строением калориметрической установки.* Тепловой эффект реакции нейтрализации азотной кислоты гидроксидом калия измеряют в калориметрической установке, схема которой изображена на рис. 2.1. Она состоит из двух калориметрических сосудов: наружного 4 и внутреннего 3. Во избежание потерь теплоты через стенки калориметрического сосуда он помещается на подставку из пенопласта (материал с малой теплопроводностью). Калориметр закрывается крышкой 5 с тремя отверстиями: для воронки 2, мешалки 1 и термометра 6.

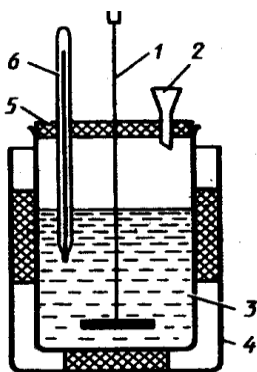


Рис. 2.1. Калориметрическая установка: 1 – мешалка; 2 – воронка; 3 – внутренний калориметрический сосуд; 4 – наружный калориметрический сосуд; 5 – крышка; 6 – термометр

2. *Проведение реакции нейтрализации азотной кислоты гидроксидом калия в калориметрической установке.* Собрать калориметрическую установку и через воронку в калориметрический сосуд налить отмеренные мерным цилиндром 50 мл 1 М раствора  $\text{HNO}_3$ . Во второй мерный цилиндр налить 50 мл 1 М раствора  $\text{KOH}$  и поставить его на 3–4 мин для выравнивания температуры рядом с калориметром. Опустить термометр в стакан с раствором щелочи и замерить температуру раствора ( $T_{\text{щелочи}}$ ) с точностью до 0,1 К. Затем, ополоснув шарик термометра водой и осушив его фильтровальной бумагой, опустить термометр в раствор кислоты. Замерить температуру раствора кислоты ( $T_{\text{кислоты}}$ ). Через воронку вылить раствор щелочи в кислоту и, непрерывно перемешивая раствор мешалкой, измерять температуру. Отметить самую высокую температуру  $T_{\text{к}}$ . Результаты измерений занести в таблицу 2.1. Значение массы калориметрического сосуда получить у лаборанта.

Таблица 2.1 - Результаты измерений температуры

Масса калориметрического сосуда $m$ , кг	Суммарный объем жидкости в стакане $V$ , мл	Температура, К		
		$T_{\text{щелочи}}$	$T_{\text{кислоты}}$	$T_{\text{к}}$
	100			

3. *Расчет теплового эффекта реакции нейтрализации азотной кислоты гидроксидом калия* производится в следующей последовательности:

1. Вычислить суммарную теплоемкость системы по формуле

$$\Sigma C = c_1 m_1 + c_2 m_2 + c_3 m_3, \quad (1)$$

где  $\Sigma C$  – суммарная теплоемкость системы;  $c_1, c_2$  – удельные теплоемкости растворов кислоты и щелочи, принимаемые равными удельной теплоемкости воды, 4,19 кДж/(кг·К);  $c_3$  – удельная теплоемкость стекла 0,75 кДж/(кг·К);  $m_1, m_2$  – массы растворов кислоты и щелочи, кг (плотности растворов кислоты и щелочи принять равными плотности воды, 1000 кг/м<sup>3</sup>);  $m_3$  – масса калориметра, кг.

2. Вычислить теплоту, выделяющуюся или поглощающуюся в калориметре, по формуле

$$q = \Sigma C(T_k - T_n),$$

где  $T_k$  – конечная температура жидкости в калориметре, К;  $T_n$  – начальная температура жидкости, К, определяемая по формуле

$$T_n = \frac{T_{\text{щёлочи}} + T_{\text{кислоты}}}{2}.$$

3. Рассчитать число молей нейтрализованной кислоты (щелочи)  $n$ , учитывая заданную молярную концентрацию и объем раствора. В 1000 мл раствора содержится 1 моль кислоты (или щелочи), в 50 мл содержится в 200 раз меньше, т. е.  $1/200 = 0,05$  моль.

4. Рассчитать изменение энтальпии реакция нейтрализации (кДж/моль) по формуле

$$\Delta H_{\text{экспер}} = -\frac{q}{n}.$$

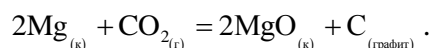
5. Рассчитать относительную погрешность  $\delta_{\text{отн}}$  (%), сравнивая полученную в результате расчёта энтальпию  $\Delta H_{\text{экспер}}$  с теоретической  $\Delta H_{\text{теор}}$ :

$$\delta_{\text{отн}} (\%) = \left| \frac{\Delta H_{\text{экспер}} - \Delta H_{\text{теор}}}{\Delta H_{\text{теор}}} \right| \cdot 100 \%, \quad \text{где } \Delta H_{\text{теор}} = -57,22 \text{ кДж/моль}.$$

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

Задания для самостоятельной работы:

**Задание 1.** Рассчитать  $\Delta H_{298}^\circ$  реакции взаимодействия магния с оксидом углерода (IV):



Рекомендации по выполнению задания 1 и подготовке к лабораторной работе. Стандартные энтальпии образования  $\text{MgO}_{(к)}$  и  $\text{CO}_{2(г)}$  равны соответственно  $-601,8$  и  $-395,5$  кДж/моль (по данным справочных таблиц [3]). Отсюда для стандартной энтальпии реакции  $\Delta H_{298}^\circ$  находим:

$$\Delta H_{298}^\circ = 2 \cdot (-601,8 \text{ кДж/моль}) - (-395,5 \text{ кДж/моль}) = -810 \text{ кДж}.$$

Так как  $\Delta H_{298}^\circ < 0$ , то реакция является экзотермической.

**Задание 2.** При полном восстановлении 80 г  $\text{Fe}_2\text{O}_{3(к)}$  оксидом углерода (II) выделяется 13,4 кДж. Рассчитать  $\Delta H_{f,298}^\circ \text{Fe}_2\text{O}_3$ .

Рекомендации по выполнению задания 2 и подготовке к лабораторной работе.  $\Delta H_{298}^\circ$  реакции восстановления 1 моль  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  находим из пропорции

$$\frac{160}{80} = \frac{x}{13,4}; \quad x = 26,8 \text{ кДж}; \quad \Delta H_{298}^\circ \text{реакции} = -26,8 \text{ кДж}.$$

$\Delta H_{f,298}^\circ \text{Fe}_2\text{O}_3$  находим из уравнения реакции  $\text{Fe}_2\text{O}_{3(к)} + 3\text{CO}_{(г)} = 2\text{Fe}_{(к)} + 3\text{CO}_{2(г)}$ ;  $\Delta H_{298}^\circ = -26,8 \text{ кДж}.$

Стандартные энтальпии образования  $\text{CO}_{2(\text{r})}$  и  $\text{CO}_{(\text{r})}$  соответственно равны  $-393,5$  и  $-110,5$  кДж/моль (по данным справочных таблиц [3]).  $\Delta H_{298}^\circ$  образования  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  обозначим через  $x$ . Тогда  $3 \cdot (-393,5) - [3 \cdot (-110,5) + x] = -26,8$ , откуда  $x = -822,2$ . Таким образом,  $\Delta H_{f298}^\circ \text{Fe}_2\text{O}_3$  составляет  $-822,2$  кДж/моль.

**Задание 3.** При сгорании 3,2 г серы выделилось 27,9 кДж. Рассчитать теплоту образования  $\text{SO}_2$ .

Рекомендации по выполнению задания 3 и подготовке к лабораторной работе. Из уравнения реакции горения серы  $\text{S}_{(\text{к})} + \text{O}_{2(\text{r})} = \text{SO}_{2(\text{r})}$  следует, что при сгорании 1 моль серы образуется 1 моль  $\text{SO}_2$ . Значит, для получения 1 моль  $\text{SO}_2$  требуется сжечь 32 г серы и при этом выделяется  $x$  кДж. Теплоту образования  $\text{SO}_{2(\text{r})}$  находим из пропорции

$$\frac{3,2}{32} = \frac{27,9}{x}; \quad x = \frac{32 \cdot 27,9}{3,2} = 279; \quad x = 279 \text{ кДж/моль}.$$

#### 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)

#### Дополнительная литература

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. 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. Какой знак имеет стандартная теплота образования:  
а) жидкой воды; б) газообразной воды? Какая из указанных величин больше по абсолютному значению? Объясните, почему  $Q_f \text{H}_2\text{O}_{(\text{r})} < Q_f \text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$ .
2. Что показывает энтальпия? Что показывает  $\Delta H_{f298}^\circ$ ?
3. Какой знак имеет изменение энтальпии в следующих процессах:  
а) сгорание водорода;  
б) конденсация водяного пара;  
в) разложение воды на водород и кислород;  
г) замерзание воды?
4. Указать уравнение реакции,  $\Delta H^\circ$  которой является энтальпией образования вещества:  
а)  $\text{CaO}_{(\text{к})} + \text{CO}_{2(\text{r})} = \text{CaCO}_{3(\text{к})}$ ;  
б)  $\text{C}_{(\text{к})} + 2\text{Cl}_{2(\text{r})} = \text{CCl}_{4(\text{к})}$ ;  
в)  $\text{CF}_{4(\text{r})} = \text{C}_{(\text{к})} + 2\text{F}_{2(\text{r})}$ .
5. Для какого вещества энтальпия образования равна нулю?  
а)  $\text{H}_2\text{O}_2$ ; б)  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ; в)  $\text{O}_2$ ; г)  $\text{O}_3$ .

### **Лабораторная работа №3. 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.

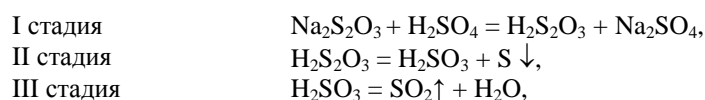
**Задание:** При подготовке к лабораторной работе изучить основные теоретические сведения с использованием литературы [1], [4] из п.7. Ознакомиться с порядком выполнения лабораторной работы. Составить конспект.

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  $v_{\text{cp}}$

(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;  $\Delta t$  – промежуток времени, с.

Полученные результаты занести в табл. 3.1. На основании данных табл. 3.1 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 3.1- 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, $C$ , 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.

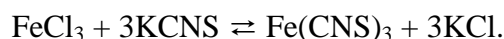
Полученные в опыте экспериментальные данные, а также рассчитанные по формуле  $v_{\text{cp}} = \frac{\Delta C}{\Delta t}$  (моль/л) средние скорости реакции  $v_{\text{cp}}$  (моль/л·с) занести в табл. 3.2. По данным табл. 3.2 построить график зависимости скорости реакции  $v$  (моль/л·с) от температуры  $t$  (°С). Сделать вывод о характере этой зависимости.

Таблица 3.2 - 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. 3.3, форма которой приведена ниже. Составить ионно-молекулярное уравнение проведенной реакции. Написать выражение для константы равновесия.

Таблица 3.3 - Результаты изучения влияния концентрации веществ на смещение равновесия

№	Добавляемое	Изменение	Направление
---	-------------	-----------	-------------

пробирки	вещество	интенсивности окраски (ослабление, усиление)	смещения равновесия (вправо, влево)
1	FeCl <sub>3</sub>		
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:

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

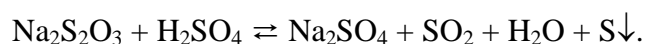
$$C(A)_{\text{к}} = \frac{v(A)_{\text{к}}}{V} = \frac{0,5 \text{ моль}}{2 \text{ л}} = 0,25 \text{ моль/л.}$$

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

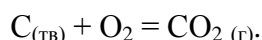
**Задание 2.** Составить выражение для скорости реакции в гомогенной системе:



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 тиосерной кислоты H<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>3</sub>. 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

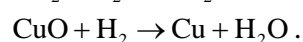
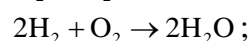
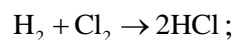
1. Глинка, Н. Л. Общая химия : учебник для бакалавров / Н. Л. Глинка. - 19-е изд., перераб. и доп. - М. : Юрайт, 2014. - 900 с. - (Бакалавр. Базовый курс)

#### Дополнительная литература

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. 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:



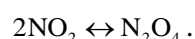
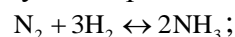
2. Как изменяется скорость реакции  $2NO + O_2 \rightarrow 2NO_2$

а) при увеличении концентрации  $NO$  в два раза;

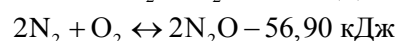
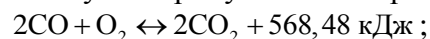
б) при одновременном увеличении концентрации  $NO$  и  $O_2$  в три раза?

3. Чему равна константа скорости химической реакции? Каков физический смысл этой величины?

4. Напишите математическое выражение константы химического равновесия для следующих реакций:



5. В какую сторону сместятся равновесия



а) при понижении температуры;

б) при повышении давления?

### **Лабораторная работа №4. Приготовление растворов заданной концентрации**

Цель работы: приобретение навыков приготовления растворов различной концентрации из сухой соли или более концентрированного раствора.

Задание: При подготовке к лабораторной работе изучить основные теоретические сведения с использованием литературы [1], [4] из п.7. Ознакомиться с порядком выполнения лабораторной работы. Составить конспект.

1. Приготовить раствор хлорида натрия с заданной массовой долей соли разбавлением концентрированного раствора.

2. Приготовить водный раствор хлорида натрия из кристаллической соли, определить его массовую долю и рассчитать массу навески.

Порядок выполнения:

1. *Приготовление раствора хлорида натрия с заданной массовой долей соли разбавлением концентрированного раствора.* В мерный цилиндр налить раствор хлорида натрия и ареометром (см. рис. 2) определить его плотность. По справочной таблице найти концентрацию исходного раствора (в % по массе). Рассчитать, сколько миллилитров исходного раствора и воды следует взять для приготовления 250 мл 5% раствора. Воду отмерить цилиндром и вылить в мерную колбу объемом 250 мл. Исходный раствор поваренной соли отмерить цилиндром на 100 мл и влить в колбу с водой. Раствор в колбе перемешать. Цилиндр ополоснуть небольшим объемом раствора из колбы, который затем присоединить к общей массе раствора в колбе.

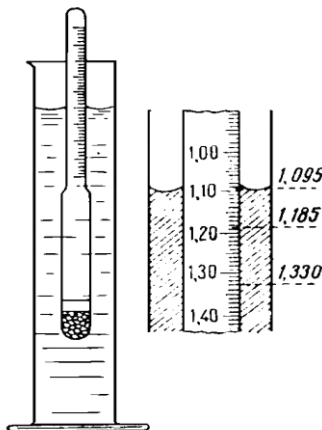


Рис. 2. Ареометр и отсчет по его шкале

Проверить плотность и концентрацию полученного раствора. Рассчитать относительную ошибку  $\delta_{\text{отн}}$ :

$$\delta_{\text{отн}} = \frac{\omega - \omega_{\text{экср}}}{\omega} \cdot 100 \%,$$

где  $\omega$  – заданная концентрация;  $\omega_{\text{экср}}$  – полученная концентрация.

Сделать расчет молярной концентрации эквивалентов приготовленного раствора. Результаты записать табл. 4.1.

Таблица 4.1 - Опытные данные

Массовая доля, $\omega$ % заданная	Плотность $\rho$ , кг/м <sup>3</sup>	Рассчитанные массы компонентов, г		Плотность экспериментальная, $\rho$ , кг/м <sup>3</sup>	Экспериментальные концентрации			$\delta_{\text{отн}}$ , %
		NaCl	H <sub>2</sub> O		$\omega_{\text{экср}}$	c(B)	c <sub>экр</sub> (B)	

2. *Приготовление водного раствора хлорида натрия из кристаллической соли, определение его массовой доли и расчет навески.* Получить навеску соли хлорида натрия у преподавателя. При помощи воронки перенести данную навеску в мерную колбу емкостью 250 мл. Обмыть внутреннюю часть воронки небольшим количеством воды. Растворить соль в воде. Затем, добавляя воду небольшими порциями, довести уровень воды в колбе до метки, закрыть колбу пробкой и тщательно перемешать, переворачивая вверх дном. Замерить плотность полученного раствора ареометром. Для этого раствор перелить в мерный цилиндр. Уровень жидкости должен быть ниже края цилиндра на 3-4 см. Осторожно опустите ареометр в раствор. Ареометр не должен касаться стенок цилиндра. Отсчет плотности по уровню жидкости производите сверху вниз. По справочной таблице [2] найдите и запишите массовую долю (в %) раствора,



отвечающую этой плотности. Рассчитать количество хлорида натрия взятого для приготовления 250 мл раствора.

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

Задания для самостоятельной работы:

**Задание 1.** Приготовить 0,5 л 20% раствора  $H_2SO_4$ , исходя из концентрированного раствора, плотность которого  $1,84 \text{ г/см}^3$ .

Рекомендации по выполнению задания 1 и подготовке к лабораторной работе:

По справочной таблице находим, что плотности  $1,84 \text{ г/см}^3$  соответствует кислота с содержанием 96%  $H_2SO_4$ , а 20% раствору соответствует кислота с плотностью  $1,14 \text{ г/см}^3$ . Вычислим количества исходной кислоты и воды требующиеся для получения заданного объема раствора. Масса его составляет  $500 \cdot 1,14 = 570 \text{ г}$ , а содержание в нем  $H_2SO_4$  равно

$$\frac{570 \cdot 20}{100} = 114 \text{ г.}$$

Вычислим, в каком объеме исходной 96% кислоты содержится 114 г  $H_2SO_4$ :

1 мл исходной кислоты содержит  $1 \cdot 1,84 \cdot 0,96 \text{ г } H_2SO_4$

x мл исходной кислоты содержит 114 г  $H_2SO_4$

$$x = \frac{114}{1 \cdot 1,84 \cdot 0,96} = 64,6 \approx 65 \text{ мл}$$

Таким образом, для приготовления 500 мл 20% раствора  $H_2SO_4$  необходимо взять 64,6 мл 96% раствора.

Количество воды определяется как разность весов полученного исходного раствора, а именно  $500 \cdot 1,14 - 64,6 \cdot 1,84 = 450 \text{ г}$  или приблизительно 450 мл, если считать, что 1 мл воды весит 1 г.

**Задание 2.** Приготовить водный раствор хлорида натрия из сухой соли. Определить массовую долю полученного раствора и рассчитать массу навески.

Рекомендации по выполнению задания 2 и подготовке к лабораторной работе:

Пусть плотность приготовленного раствора хлорида натрия  $\rho = 1,0053 \text{ г/см}^3$ . Это соответствует 1% концентрации раствора. Следовательно, в 100 г раствора содержится 1 г NaCl. Определим массу 250 мл раствора

$$m = v \cdot \rho = 250 \cdot 1,0053 = 201,315$$

Исходя, из того, что в 100г раствора содержится 1г NaCl, узнаем сколько грамм NaCl содержится в 201,315г раствора:

$$\begin{array}{rcl} 100 \text{ г раствора} & - & 1 \text{ г NaCl} \\ 201,315 \text{ г раствора} & - & x \text{ г NaCl} \\ x = \frac{201,315}{100} & = & 2,0131 \text{ г NaCl} \end{array}$$

Таким образом, была взята навеска NaCl массой 2,0131 г.

#### 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)

#### Дополнительная литература

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. 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. Что такое растворы?
2. Приведите классификацию растворов.
3. Какие способы выражения концентраций растворов существуют?
4. Сформулируйте закон эквивалентов для растворов?
5. Как приготовить:
  - а) 5% раствор хлорида натрия массой 200 г;
  - б) 2М раствор серной кислоты объемом 1 л;
  - в) 2Н раствор серной кислоты объемом 1 л.Приведите соответствующие расчеты.

#### **Лабораторная работа №5. 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.

Задание: При подготовке к лабораторной работе изучить основные теоретические сведения с использованием литературы [1], [4]. 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.
- 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 5.1. По изменению окраски лакмуса сделать вывод о реакции среды в растворе каждой соли.

Таблица 5.1 - 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.

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  $\text{CH}_3\text{COO}^-$ , то в силу постоянства  $K$  концентрация ионов водорода должна понизиться. Увеличения же концентрации ионов  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  можно добиться очень просто: прибавить к раствору хорошо растворимую соль уксусной кислоты, например  $\text{CH}_3\text{COONa}$ .

Об этом можно судить по изменению окраски индикатора. Если в растворе  $\text{CH}_3\text{COOH}$  метилоранж имел красную окраску, то после добавления ацетата натрия индикатор примет оранжевую окраску.

Подобным же образом при прибавлении к раствору  $\text{NH}_4\text{OH}$  какой-нибудь аммонийной соли, например  $\text{NH}_4\text{Cl}$ , понижается концентрация ионов  $\text{OH}^-$ , 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)  $\text{BaCl}_2$  и  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ; б)  $\text{Na}_2\text{SO}_3$  и  $\text{HCl}$ ; в)  $\text{CH}_3\text{COOK}$  и  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ; г)  $\text{KOH}$  и  $\text{HCl}$ .

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:  $\text{Na}_2\text{SO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ ,  
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:  $\text{OH}^- + \text{H}^+ = \text{H}_2\text{O}$ .

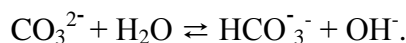
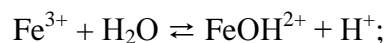
**Задание 3.** Вычислить pH раствора, если  $[\text{H}^+] = 0,0001 = 10^{-4}$  моль/л.

Рекомендации по выполнению задания 3 и подготовке к лабораторной работе.

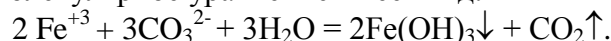
$[\text{H}^+] = 0,0001 = 10^{-4}$  моль/л.  $\text{pH} = -\lg 10^{-4} = 4$ . Следовательно,  $\text{pH} = 4$ .

**Задание 4.** Какие продукты образуются при смешивании растворов солей  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$  и  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ? Составьте ионно-молекулярное и молекулярное уравнение реакции.

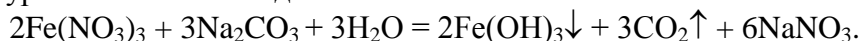
Рекомендации по выполнению задания 2 и подготовке к лабораторной работе. Соль  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$  гидролизуеться по катиону, а  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  – по аниону:



Гидролиз этих солей обычно ограничивается первой ступенью. При смешивании растворов этих солей ионы  $\text{H}^+$  и  $\text{OH}^-$  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  $\text{CO}_2$ . 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)

#### Дополнительная литература

1. Варданын, М. А. Химия : лабораторный практикум для технических направлений подготовки бакалавриата / М. А. Варданын, С. Ф. Лапина/ под ред. М. А. Варданын - Братск : БрГУ, 2015. - 154 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. Что такое степень электролитической диссоциации?
3. На какие группы условно делят электролиты по величине степени диссоциации? Приведите примеры представителей этих групп.
4. Возможна ли реакция между гидроксидом натрия и хлоридом калия?
5. Укажите реакцию среды растворов следующих солей:
  - а) сульфата натрия;
  - б) карбоната калия;
  - в) хлорида железа (III);
  - г) фторида аммония.

## Лабораторная работа №6. 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], [4]. 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  $1,84 \text{ г/м}^3$  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 восьмизлектронную 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:

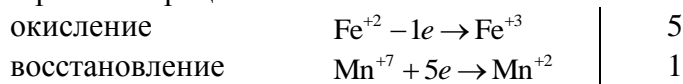


2. Находим элементы, атомы которых изменяют свою степень окисления, и определяем окислитель и восстановитель:

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

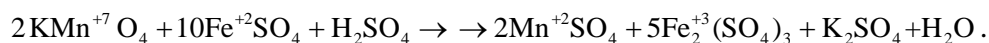
$Fe^{+2}$  (восстановитель)  $\rightarrow Fe^{+3}$ .

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)

#### Дополнительная литература

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. 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)  $\text{NH}_4\text{NO}_2 \rightarrow \text{N}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$ .
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:  
 $\text{S} \rightarrow \text{SO}_3^{2-}$ ;  $\text{S} \rightarrow \text{S}^{2-}$ ;  $\text{Sn} \rightarrow \text{Sn}^{4+}$ ;  $2\text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2$ ;  
 $\text{Cl}^- \rightarrow \text{ClO}_3^-$ ;  $\text{MnO}_4^- \rightarrow \text{MnO}_2$ ;  $\text{Fe}^{3+} \rightarrow \text{Fe}^{2+}$ .

### **Лабораторная работа №7. Изучение электрохимических процессов**

Цель работы: развитие навыков проведения простейшего химического эксперимента, изучение электрохимических процессов, протекающих в гальваническом элементе и при электролизе водных растворов электролитов.

Задание: При подготовке к лабораторной работе изучить основные теоретические сведения с использованием литературы [1], [4] из п. 7.

1. Изучить образование гальванических пар при химических реакциях.
  2. Изучить коррозию оцинкованного и луженого железа.
  3. Изучить электролиз водного раствора иодида калия с инертными электродами.
  4. Изучить электролиз водного раствора сульфата калия с инертными электродами.
  5. Изучить электролиз водного раствора сульфата меди с инертными электродами.
  6. Изучить электролиз водного раствора сульфата меди с растворимым медным анодом.
- Ознакомиться с порядком выполнения лабораторной работы. Составить конспект.

#### Порядок выполнения:

1. *Изучение образования гальванических пар при химических реакциях.* Внести в пробирку 10 капель 2 н серной кислоты и погрузить в неё кусочек гранулированного цинка (без примесей). Установить, наблюдается ли вытеснение водорода из серной кислоты. Внести в этот же раствор медную проволоку, не дотрагиваясь до цинка. Убедиться, что выделение водорода на меди не происходит. Коснуться медной проволокой кусочка цинка в пробирке. На поверхности меди появятся пузырьки водорода. Отнять медную проволоку от цинка и убедиться, что интенсивность выделения водорода снова изменяется.
2. *Изучение коррозии оцинкованного и луженого железа.* На пластинки оцинкованного и луженого железа поместить по 1 капле 2 н серной кислоты и гексацианоферрата (III) калия  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ . Красная кровяная соль  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  является чувствительным реактивом на ионы  $\text{Fe}^{2+}$ , при взаимодействии с которыми дает синее окрашивание. Результаты наблюдений занести в табл. 7.1.

Таблица 7.1 - Результаты наблюдений окислительно-восстановительных процессов, протекающих на пластинах

Схема гальванического элемента	Уравнение процесса окисления	Уравнение процесса	Эффективное покрытие для
--------------------------------	------------------------------	--------------------	--------------------------

	на аноде	восстановления на катоде	защиты от коррозии
Луженое железо			
Оцинкованное железо			

3. *Изучение электролиза водного раствора иодида калия с инертными электродами.* В стеклянный сосуд электролизера налить до метки раствор иодида калия и добавить 5–6 капель фенолфталеина. Опустить в электролизер графитовые электроды, присоединённые к источнику постоянного тока. Включить источник тока и пропустить электрический ток через электролит. Отметить, как изменился цвет раствора в катодном и анодном пространстве электролизера. Составить схемы анодного и катодного процессов.

4. *Изучение электролиза водного раствора сульфата калия с инертными электродами.* В стеклянный сосуд электролизера налить до метки раствор сульфата натрия и добавить 2–3 капли раствора лакмуса. Опустить в электролизер графитовые электроды, присоединённые к источнику постоянного тока. Включить источник тока в сеть и пропустить электрический ток через электролит. Отметить, как изменился цвет лакмуса в катодном и анодном пространстве электролизера. Составить схемы анодного и катодного процессов.

5. *Изучение электролиза водного раствора сульфата меди с инертными электродами.* В стеклянный сосуд электролизера налить до метки раствор сульфата меди. Опустить в электролизер графитовые электроды, присоединённые к источнику постоянного тока. Включить источник тока и пропустить электрический ток через электролит. Отметить, появление на катоде бурого налета. Налет с катода не удалять, а оставить для проведения следующего опыта. Составить схемы анодного и катодного процессов.

6. *Изучение электролиза водного раствора сульфата меди с растворимым медным анодом.* Поменять полюса на электродах. При этом медный катод станет анодом, а анод – катодом. Включить источник тока и пропустить электрический ток через электролит. Отметит исчезновение бурого налета на одном электроде и появление его на другом. Составить схемы анодного и катодного процессов.

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

Задания для самостоятельной работы:

**Задание 1.** Определить возможность протекания реакции  $Zn + Cu^{2+} \rightarrow Cu + Zn^{2+}$ .

Рекомендации по выполнению задания 1 и подготовке к лабораторной работе. Металлический цинк является восстановителем, а ионы меди – окислителем. Из справочника находим  $\varphi^0(Cu^{2+}/Cu) = 0,34$  В и  $\varphi^0(Zn^{2+}/Zn) = -0,76$  В.

Для упрощения вычислений будем считать, что процесс протекает в стандартных условиях. Следовательно,  $E = \varphi_{ок} - \varphi_{восст} = 0,34 - (-0,76) = 1,10$  В. Так как  $E > 0$ , то металлический цинк будет окисляться ионами меди (II), т. е. реакция  $Zn + Cu^{2+} \rightarrow Cu + Zn^{2+}$  возможна.

**Задание 2.** Рассчитать потенциал системы  $Br_2^0 + 2e \rightarrow 2Br^-$  в растворе при равновесных концентрациях  $[Br_2] = 0,01$  моль/дм<sup>3</sup>,  $[Br^-] = 0,1$  моль/дм<sup>3</sup>.

Рекомендации по выполнению задания 2 и подготовке к лабораторной работе. Подставив значения концентраций  $C_{окис} = 0,01$  моль/дм<sup>3</sup> и  $C_{восст} = 0,1$  моль/дм<sup>3</sup> в уравнение (2), с учетом стехиометрических коэффициентов получим

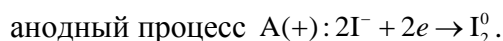
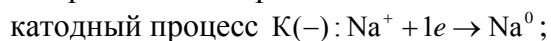
$$\varphi = \varphi^0 + \frac{0,059}{n} \lg \frac{C_{окис}}{C_{восст}^2} = 1,09 + \frac{0,059}{2} \lg \frac{0,01}{0,1^2} = 1,12 \text{ В.}$$

**Задание 3.** Составить схемы электродных процессов, протекающих при электролизе расплава иодида натрия с инертным анодом.

Рекомендации по выполнению задания 3 и подготовке к лабораторной работе. В рассматриваемой системе имеются катионы натрия и анионы йода. У катода будет происходить восстановление ионов натрия и выделение металлического натрия, а на аноде – окисление иодид-ионов и выделение газообразного йода.



Схема процесса электролиза:



**Задание 4.** Составить схемы электродных процессов, протекающих при электролизе водного раствора сульфата никеля с никелевым анодом.

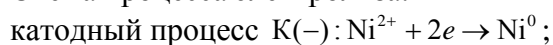
Рекомендации по выполнению задания 4 и подготовке к лабораторной работе.

Стандартный потенциал никеля  $\varphi_{\frac{\text{Ni}^{2+}}{\text{Ni}}} = -0,25 \text{ В}$  несколько больше, чем потенциал

восстановления воды  $\varphi_{\frac{\text{H}_2\text{O}}{\text{H}_2}} = -0,41 \text{ В}$ ; поэтому при электролизе нейтрального раствора

сульфата никеля на катоде в основном происходит разряд ионов никеля и выделение металла. На аноде происходит противоположный процесс – окисление металла, так как потенциал никеля намного меньше потенциала окисления воды, а тем более – потенциала окисления сульфат-иона. Таким образом, в данном случае электролиз сводится к растворению металла анода и выделению его на катоде.

Схема процесса электролиза:



**Задание 5.** Через раствор сульфата меди в течение 10 часов пропускали ток силой 3 А. Определить количества образовавшихся при электролизе продуктов. Анод инертный.

Рекомендации по выполнению задания 5 и подготовке к лабораторной работе. На катоде протекает процесс восстановления меди, в результате образуется металлическая медь, которая оседает на электроде:  $\text{К(-): Cu}^{2+} + 2e \rightarrow \text{Cu}$ .

Массу выделившейся меди рассчитывают по формуле:

$$m_{\text{Cu}} = 63,5 \frac{36\,000 \cdot 3}{2 \cdot 96\,500} = 35,5 \text{ г.}$$

На аноде будет протекать окисление воды, в результате чего будут образовываться кислород и серная кислота:  $\text{А(+): } 2\text{H}_2\text{O} - 4e \rightarrow \text{O}_2 + 4\text{H}^+$ .

Объем выделившегося кислорода рассчитывают по формуле:

$$V_{\text{O}_2} = 22,4 \cdot \frac{36\,000 \cdot 3}{4 \cdot 96\,500} = 6,3 \text{ л.}$$

Согласно уравнению анодного процесса для образования 1 моля ионов  $\text{H}^+$  требуется 1 моль электронов. Поскольку 1 моль серной кислоты содержит 2 моль ионов  $\text{H}^+$ , то для их образования потребуется 2 моль электронов.

$$m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 98 \cdot \frac{36\,000 \cdot 3}{2 \cdot 96\,500} = 55 \text{ г.}$$

#### 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)

#### Дополнительная литература

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. – 155 с.

3. 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. Какой процесс называется электролизом?
2. Какой электрод при электролизе называется катодом, а какой – анодом?
3. Чем отличаются процессы электролиза, протекающие в растворе и расплаве электролита?
4. Какие вещества могут восстанавливаться на катоде?
5. Какие вещества могут окисляться на аноде?

### **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 и математические преобразования.

Контрольная работа должна быть аккуратно оформлена на листах формата А4. В конце работы следует дать список использованной литературы. 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 контрольной работы студент может обратиться к преподавателю за консультацией.

## 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»;

## 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 или ПЗ</i>
1	3	4	5
Лк	Лекционная аудитория	Учебная мебель	Лк №1-9
ЛР, кр	Лаборатория общей неорганической химии	Учебная мебель, барометр – aneroid БАММ-1; шкаф ШЗ НЖ; стол химический – бшт.; 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 №1-7
	Дисплейный класс	Учебная мебель, Интерактивная доска SMART Board 6801, проектор Casio XJ-UT310WN, 17-ПК: XPU 5000/RAM 2 Gb/HDD; Монитор TFT 19 LG1953S-SF; Принтер: HP LaserJet P2015n; Сканер: Canon LiDE 220	ЛР №3 ЛР №7
СР	Читальный зал №1	Учебная мебель, 10- ПК i5-2500/H67/4Gb (монитор TFT19 Samsung); принтер HP Laser Jet P2055D	-

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

Фонд оценочных средств (ФОС) разработан на основе «Положения о фонде оценочных средств для проведения текущего контроля успеваемости и промежуточной аттестации обучающихся ФГБОУ ВПО «Братский государственный университет»», утвержденного приказом ректора от 16.03.2015г. №143.

**1. Описание фонда оценочных средств (паспорт)**

№ компетенции	Элемент компетенции	Раздел	Тема	ФОС
ОПК-1	способность использовать основные законы естественнонаучных 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	Вопросы к зачету 1.1.- 1.19
			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	Вопросы к зачету 2.1.- 2.19
			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	Вопросы к зачету 3.1.- 3.6
			3.2. Количественный химический анализ	
		4. Высокмолекулярные соединения (ВМС)	4.1. Общие сведения о высокомолекулярных соединениях (полимерах)	Вопросы к зачету 4.1.- 4.3

**2. Вопросы к зачету**

№ п/п	Компетенции		ВОПРОСЫ К ЗАЧЕТУ	№ и наименование раздела
	Код	Определение		
1	2	3	4	5
1	ОПК-1	способность использовать основные законы естественнонаучных	<b>1.1</b> Периодический закон и периодическая система Д.И.Менделеева. Периоды, семейства, группы. Привести примеры. <b>1.2</b> Порядковый номер элемента. Закон	1. Общая и неорганическая химия

		<p>дисциплин в профессиональной деятельности, применять методы математического анализа и математического (компьютерного) моделирования, теоретического и экспериментального исследования</p>	<p>Мозли. Значение периодического закона Д.И.Менделеева.</p> <p><b>1.3</b> Квантово-механическая модель строения атома. Квантовые числа.</p> <p><b>1.4</b> Принципы и правила составления электронных и графических формул многоэлектронных атомов: принцип наименьшей энергии, принцип Паули, правило Хунда, правило Клечковского. Привести примеры.</p> <p><b>1.5</b> Причина периодичности изменения свойств элементов в рядах и периодах. Периодическое изменение кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств и химической активности элементов.</p> <p><b>1.6</b> Механизмы образования химической связи. Привести примеры.</p> <p><b>1.7</b> Основные положения метода валентных связей (МВС).</p> <p><b>1.8</b> Структура молекул.</p> <p><b>1.9</b> Характер химической связи в комплексных соединениях. Строение комплексных ионов. Привести примеры.</p> <p><b>1.10</b> Общая характеристика металлов.</p> <p><b>1.11</b> Получение и химические свойства металлов. Привести примеры.</p> <p><b>1.12</b> Применение металлов в строительных технологиях. Важнейшие металлические конструкционные материалы. Привести примеры.</p> <p><b>1.13</b> Концентрация растворов и способы ее выражения. Привести примеры.</p> <p><b>1.14</b> Диссоциация электролитов. Степень и константа диссоциации. Закон разбавления Оствальда.</p> <p><b>1.15</b> Электролитическая диссоциация воды. Понятие рН. Привести примеры.</p> <p><b>1.16</b> Гидролиз солей. Привести примеры.</p> <p><b>1.17</b> Классификация окислительно-восстановительных реакций (ОВР). Привести примеры.</p> <p><b>1.18</b> Методы подбора коэффициентов в уравнениях ОВР.</p> <p><b>1.19</b> Важнейшие окислители и восстановители.</p>	
2			<p><b>2.1</b> I, II и III законы термодинамики.</p> <p><b>2.2</b> Закон Гесса и следствия из него.</p> <p><b>2.3</b> Энтропия и ее изменение в химических процессах.</p> <p><b>2.4</b> Характеристические функции: Энергия Гиббса, энергия Гельмгольца. Направление протекания химических процессов. Привести примеры.</p> <p><b>2.5</b> Понятие скорости гомогенной и гетерогенной химической реакции. Привести примеры.</p> <p><b>2.6</b> Факторы, влияющие на скорость химической реакции.</p>	<p><b>2.</b>Физическая и коллоидная химия</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>1.19. Коагуляция и устойчивость дисперсных систем. Привести примеры.</p>	
3		<p>3.1 Качественный анализ: аналитический сигнал и его виды. Привести примеры.</p> <p>3.2 Кислотно-основное титрование.</p> <p>3.3. Окислительно-восстановительное титрование,</p> <p>3.4. Гравиметрический анализ</p> <p>3.5. Колориметрический анализ.</p> <p>3.6. Электрохимические методы анализа.</p>	3. Аналитическая химия
4		<p>4.1 Классификация полимеров. Привести примеры.</p> <p>4.2 Строение полимеров.</p> <p>4.3. Свойства полимеров. Привести примеры.</p>	4. Высокомолекулярные соединения (ВМС)

### 3. Описание показателей и критериев оценивания компетенций

Показатели	Оценка	Критерии
<p><b>Знать</b> (ОПК-1):</p> <p>– основные законы химии, свойства химических элементов и их соединений, составляющих основу строительных материалов;</p> <p><b>Уметь</b></p>	<p><b>зачтено</b></p>	<p>– <i>знание</i> места и роли химии в создании и применении новых строительных материалов;</p> <p>– <i>знание</i> теоретического и практического контролируемого материала по химии выше среднего;</p> <p>– <i>демонстрация умений и навыков</i> решения типовых химических задач, выполнения типовых заданий выше среднего;</p>

<p>(ОПК-1): – применять полученные знания по химии при изучении других дисциплин, выделять химическую составляющую в прикладных задачах в профессиональной деятельности;</p> <p><b>Владеть</b></p>		<ul style="list-style-type: none"> <li>– <i>умение</i> извлекать и использовать основную химическую информацию из заданных теоретических, научных, справочных источников выше среднего;</li> <li>– <i>умение</i> ясно, четко, логично и грамотно излагать собственные мысли, делать выводы выше среднего;</li> <li>– <i>владение</i> элементарными навыками проведения простейшего химического эксперимента выше среднего.</li> </ul>
<p>(ОПК-1): – навыками проведения химического эксперимента, способностью работать на современной аппаратуре для проведения эксперимента.</p>	<p><b>не зачтено</b></p>	<ul style="list-style-type: none"> <li>– <i>знание</i> теоретического и практического контролируемого материала по химии ниже среднего;</li> <li>– <i>умение</i> решать типовые химические задачи, выполнять типовые задания ниже среднего;</li> <li>– <i>умение</i> извлекать и использовать основную химическую информацию из заданных теоретических, научных, справочных источников ниже среднего;</li> <li>– <i>умение</i> ясно, четко, логично и грамотно излагать собственные мысли, делать выводы ниже среднего;</li> <li>– <i>владение</i> элементарными навыками проведения простейшего химического эксперимента ниже среднего.</li> </ul>

#### 4. 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. Изучение дисциплины «Химия» предусматривает:

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

После освоения раздела «1. Общая и неорганическая химия» обучающиеся должны знать:

- формулировки периодического закона, физический смысл порядкового номера;
  - структуру периодической таблицы, связь между положением элемента в периодической таблице и электронным строением атома;
  - основные положения метода валентных связей;
  - способы получения и свойства важнейших металлических материалов;
  - классификацию растворов по разным признакам;
  - способы выражения количественного состава растворов;
  - механизм процесса электролитической диссоциации;
  - величины рН и рОН, применение индикаторов; сущность процесса гидролиза;
- Обучающиеся должны уметь:
- составлять электронные и электронно-графические формулы элементов;
  - производить расчет состава растворов любым из пяти рассмотренных способов;
  - составлять уравнения реакций гидролиза в полном молекулярном и ионном видах.
- Обучающиеся должны владеть:
- навыками проведения химического эксперимента;
  - способностью работать на современной аппаратуре для проведения эксперимента.

После освоения раздела «2. Физическая и коллоидная химия» обучающиеся должны знать:

- сущность первого закона термодинамики, его математическое выражение и применение к различным процессам;
  - сущность закона Гесса и следствий из него;
  - сущность и математическое выражение второго закона термодинамики;
  - рассчитывать тепловые эффекты, изменение энтропии при изменении температуры, при фазовых переходах, в результате химической реакции;
  - классификацию дисперсных систем по различным признакам;
  - свойства коллоидных растворов, суспензий и взвесей;
  - механизм возникновения электродного потенциала, виды электродов, уравнение Нернста.
- Обучающиеся должны уметь:
- объяснять сущность процессов, протекающих в гальванических элементах; механизм электрохимической коррозии, способы защиты от коррозии;
  - рассчитывать ЭДС;
  - предсказывать возможность самопроизвольного протекания окислительно-восстановительных реакций;



- составлять схемы электродных процессов при электролизе;
- составлять уравнения токообразующих реакций;
- производить расчеты по законам Фарадея.

После освоения раздела «3. Аналитическая химия» обучающиеся должны знать:

- реакции обнаружения катионов и анионов.  
Обучающиеся *должны уметь:*
- проводить качественный анализ и химическую идентификацию веществ;  
Обучающиеся *должны владеть:*
- навыками проведения химического эксперимента.

После освоения раздела «4. Высокомолекулярные соединения (ВМС)» обучающиеся должны знать:

- методы получения полимеров;
- зависимость свойств ВМС от состава и структуры;
- применение полимерных смол в технологии строительства.  
Обучающиеся *должны уметь:*
- составлять уравнения реакций полимеризации и поликонденсации.  
Обучающиеся *должны владеть:*
- навыками проведения химического эксперимента.

## 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 химических расчетов, поиска взаимосвязи между объектами и явлениями.

#### **Задачей изучения дисциплины является:**

- усвоение обучающимися основных понятий, законов и теоретических положений химии, что позволит им совершенствовать существующие и создавать новые производственные процессы.

- выработать навыки самостоятельного проведения лабораторных экспериментов и обобщение наблюдаемых фактов, которые позволят будущим бакалаврам создавать новые строительные материалы с требуемым набором свойств, а также исследовать их.

### 2. Структура дисциплины

2.1 Распределение трудоемкости по отдельным видам учебной работы, включая самостоятельную работу: ЛК - 18 ч.; ЛР - 18 ч.; СР – 72 ч.

Общая трудоемкость дисциплины составляет 108 часов, 3 зачетных единиц.

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 (перечень компетенций)

Процесс изучения дисциплины направлен на формирование следующих компетенций:  
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: зачет

*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 естественнонаучных 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№4, ЛР№5, ЛР№6, тест, 1к
			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, ЛР№3, ЛР№7 тест, 1к
			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	1к
			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
<b>Знать</b> (ОПК-1): – основные законы химии, свойства химических элементов и их соединений, составляющих основу строительных материалов; <b>Уметь</b> (ОПК-1): – применять полученные знания по химии при изучении других дисциплин, выделять химическую составляющую в прикладных	<b>зачтено</b>	– <i>знание</i> теоретического и практического контролируемого материала по химии выше среднего; – <i>демонстрация умений и навыков</i> решения типовых химических задач, выполнения типовых заданий выше среднего; – <i>умение</i> извлекать и использовать основную химическую информацию из заданных теоретических, научных, справочных источников выше среднего; – <i>умение</i> ясно, четко, логично и грамотно излагать собственные мысли, делать выводы выше среднего; – <i>владение</i> элементарными навыками проведения простейшего химического эксперимента выше

<p>задачах в профессиональной деятельности;</p> <p><b>Владеть</b> (ОПК-1):</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>– навыками проведения химического эксперимента, способностью работать на современной аппаратуре для проведения эксперимента.</li> </ul>		<p>среднего.</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>– <i>знание</i> теоретического и практического контролируемого материала по химии ниже среднего;</li> <li>– <i>умение</i> решать типовые химические задачи, выполнять типовые задания ниже среднего;</li> <li>– <i>умение</i> извлекать и использовать основную химическую информацию из заданных теоретических, научных, справочных источников ниже среднего;</li> <li>– <i>умение</i> ясно, четко, логично и грамотно излагать собственные мысли, делать выводы ниже среднего;</li> <li>– владение элементарными навыками проведения простейшего химического эксперимента ниже среднего.</li> </ul>
	<b>не зачтено</b>	

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 2015 года:** и учебным планом ФГБОУ ВО «БрГУ» для очной формы обучения от «13» июля 2015 г. №475

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

**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:

И.о. заведующего выпускающей кафедрой СМиТ

\_\_\_\_\_

С.А. Белых

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)