

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**

**Информационно-строительный инжиниринг**

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.....	8
4.4 Практические занятия.....	8
4.5 Контрольная работа.....	9
<b>5. МАТРИЦА СООТНЕСЕНИЯ РАЗДЕЛОВ УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ К ФОРМИРУЕМЫМ В НИХ КОМПЕТЕНЦИЯМ И ОЦЕНКЕ РЕЗУЛЬТАТОВ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ .....</b>	<b>10</b>
<b>6. ПЕРЕЧЕНЬ УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОГО ОБЕСПЕЧЕНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ ОБУЧАЮЩИХСЯ ПО ДИСЦИПЛИНЕ</b>	<b>11</b>
<b>7. ПЕРЕЧЕНЬ ОСНОВНОЙ И ДОПОЛНИТЕЛЬНОЙ ЛИТЕРАТУРЫ, НЕОБХОДИМОЙ ДЛЯ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ.....</b>	<b>11</b>
<b>8. ПЕРЕЧЕНЬ РЕСУРСОВ ИНФОРМАЦИОННО – ТЕЛЕКОММУНИКАЦИОННОЙ СЕТИ «ИНТЕРНЕТ» НЕОБХОДИМЫХ ДЛЯ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ .....</b>	<b>12</b>
<b>9. МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ДЛЯ ОБУЧАЮЩИХСЯ ПО ОСВОЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ.....</b>	<b>13</b>
9.1 Методические указания по подготовке и выполнению лабораторных работ.....	14
9.2 Методические указания по выполнению контрольной работы.....	53
<b>10. ПЕРЕЧЕНЬ ИНФОРМАЦИОННЫХ ТЕХНОЛОГИЙ, ИСПОЛЬЗУЕМЫХ ПРИ ОСУЩЕСТВЛЕНИИ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОГО ПРОЦЕССА ПО ДИСЦИПЛИНЕ .....</b>	<b>54</b>
<b>11. ОПИСАНИЕ МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКОЙ БАЗЫ, НЕОБХОДИМОЙ ДЛЯ ОСУЩЕСТВЛЕНИЯ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОГО ПРОЦЕССА ПО ДИСЦИПЛИНЕ .....</b>	<b>54</b>
<b>Приложение 1. Фонд оценочных средств для проведения промежуточной аттестации обучающихся по дисциплине.....</b>	<b>55</b>
<b>Приложение 2. Аннотация рабочей программы дисциплины .....</b>	<b>61</b>
<b>Приложение 3. Протокол о дополнениях и изменениях в рабочей программе .....</b>	<b>62</b>
<b>Приложение 4. Фонд оценочных средств для текущего контроля успеваемости по дисциплине.....</b>	<b>63</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 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.

### Задачи дисциплины

добиться усвоения студентами основных 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 специалистам создавать соединения, составы и материалы с требуемым набором свойств, а также исследовать и анализировать эти материалы.

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 Строительные материалы, 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	54	18	36	-	54	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>	54	14	54
Лекции (Лк)	18	4	18
Лабораторные работы (ЛР)	36	10	36
Контрольная работа	+	-	+
<b>II. Самостоятельная работа обучающихся (СР)</b>	54	-	54
Подготовка к лабораторным работам	36	-	36
Подготовка к зачету	10	-	10
Выполнение контрольной работы	8	-	8
<b>III. Промежуточная аттестация</b> зачет	+	-	зачет
Общая трудоемкость дисциплины	час.	108	108
	зач. ед.	3	3

#### 4. СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

##### 4.1. Распределение разделов дисциплины по видам учебных занятий для очной формы обучения набора 2017 и 2018 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	7
<b>1.</b>	<b>Общая и неорганическая химия</b>	<b>47</b>	<b>6</b>	<b>18</b>	<b>23</b>
1.1.	Строение атома и Периодическая система химических элементов Д.И.Менделеева	20	2	8	10
1.2.	Химическая связь и строение молекул	9	2	2	5
1.3.	Водные растворы и электролитическая диссоциация	18	2	8	8
<b>2.</b>	<b>Физическая и коллоидная химия</b>	<b>41</b>	<b>8</b>	<b>10</b>	<b>23</b>
2.1.	Основы химической термодинамики	9	2	2	5
2.2.	Основы химической кинетики. Химическое равновесие.	8	2	4	2
2.3.	Коллигативные свойства растворов	6	1	-	5
2.4.	Основы коллоидной химии	6	1	-	5
2.5.	Основы электрохимии	12	2	4	6
<b>3.</b>	<b>Аналитическая химия</b>	<b>14</b>	<b>2</b>	<b>8</b>	<b>4</b>
3.1.	Качественный химический анализ	6	1	4	1
3.2.	Количественный химический анализ	8	1	4	3
<b>4.</b>	<b>Высокомолекулярные соединения (ВМС)</b>	<b>6</b>	<b>2</b>	<b>-</b>	<b>4</b>
4.1.	Общие сведения о высокомолекулярных соединениях (полимерах)	3	1	-	2
4.2.	Строение и свойства важнейших синтетических полимеров	3	1	-	2
	<b>ИТОГО</b>	<b>108</b>	<b>18</b>	<b>36</b>	<b>54</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</b>
1.1.	Строение атома и Периодическая система химических элементов	Элементарные частицы, образующие атом. Масса, заряд, спин и другие свойства элементарных частиц. Волновая природа элементарных частиц. Уравнение де Бройля, принцип неопределенности Гейзенберга.	лекция-беседа (0,5 час.)

	Д.И.Менделеева	Квантово-механическая модель строения атома. Квантовые числа, их смысл и пределы изменений. Волновая функция и электронная плотность. Принципы электронного строения атома: наименьшей энергии, Паули, Хунда, Клечковского. Электронные и графические формулы атомов и ионов. Сущность Периодического закона, его современная интерпретация. Строение Периодической системы химических элементов Д.И.Менделеева. Изменение кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств элементов и их соединений в группах и периодах. Общая характеристика металлов. Получение и свойства металлов.	
1.2.	Химическая связь и строение молекул	Основные положения метода валентных связей. Характеристики химической связи: энергия, длина, полярность. Гибридизация орбиталей. Структура молекул. Ковалентная связь, донорно-акцепторные взаимодействия, связь в металлах, полупроводниках, диэлектриках. Ионная связь. Межмолекулярные взаимодействия. Силы Ван-дер-Ваальса. Характер химической связи в комплексных соединениях. Понятия внешней и внутренней сфер, комплексообразователя, лигандов. Устойчивость комплексных соединений.	лекция-беседа (0,2 час.)
1.3.	Водные растворы и электролитическая диссоциация	Вода как ионизирующий растворитель. Электронное строение и структура молекулы воды. Структура жидкой и твердой воды, водородные связи. Способы выражения концентрации (состава) растворов. Водные растворы электролитов. Теория электролитической диссоциации. Степень и константа диссоциации. Слабые и сильные электролиты. Электролитическая диссоциация воды. Ионное произведение воды. Понятие рН. Индикаторы. Методы определения рН. Гидролиз солей. Ионные уравнения гидролиза. Ступенчатый характер гидролиза. Обратимый и необратимый гидролиз. Участие воды в окислительно-восстановительных реакциях. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций, протекающих в водных растворах.	лекция-беседа (0,3 час.)
<b>2. Физическая и коллоидная химия</b>			<b>2</b>
2.1.	Основы химической термодинамики	Энергетические характеристики химических реакций. Первое начало термодинамики. Понятие энтальпии. Закон Гесса как следствие первого начала термодинамики. Расчет тепловых эффектов реакций с использованием следствий из закона Гесса. Второе и третье начало термодинамики. Понятие энтропии. Энтропия как критерий	лекция-беседа (0,4 час.)

		самопроизвольности процесса. Изменение энтропии при фазовых и химических превращениях. Характеристические функции: энергия Гельмгольца, энергия Гиббса. Направление протекания химических процессов.	
2.2.	Основы химической кинетики. Химическое равновесие.	Скорость химической реакции и факторы, ее определяющие. Закон действующих масс. Константа скорости реакции и ее зависимость от температуры. Правило Вант Гоффа. Энергия активации. Катализаторы и ингибиторы. Обратимые и необратимые химические реакции. Химическое равновесие, константа химического равновесия и различные способы ее выражения. Смещение химического равновесия при изменении условий. Принцип Ле-Шателье, его практическое значение.	лекция-беседа (0,4 час.)
2.3.	Коллигативные свойства растворов	Давление насыщенного пара растворителя над раствором. Замерзание и кипение растворов. Эбуллиоскопия. Криоскопия. Осмотическое давление растворов.	лекция-беседа (0,4 час.)
2.4.	Основы коллоидной химии	Понятие о коллоидном состоянии вещества. Методы получения коллоидных растворов. Поверхностные явления и адсорбция. Правило Панета-Фаянса. Понятие мицеллы, ее строение. Устойчивость коллоидных систем. Тенденции развития современной химии в направлении создания наноматериалов.	лекция-беседа (0,4 час.)
2.5.	Основы электрохимии	Понятие электропроводности растворов. Количественные характеристики окислительно-восстановительных переходов. Электродные потенциалы металлов. Гальванический элемент. Водородный электрод и водородный нуль отсчета потенциалов. Таблицы стандартных восстановительных потенциалов и их использование для оценки возможности протекания окислительно-восстановительных реакций. Электролиз растворов и расплавов. Катодные и анодные процессы при электролизе. Электролитическое получение металлов. Законы Фарадея и их практическое применение. Коррозия металлов и ее виды. Электрохимическая коррозия. Методы защиты металлов от коррозии. Важнейшие металлические конструкционные материалы, применяемые в теплоэнергетике.	лекция-беседа (0,4 час.)
<b>3. Аналитическая химия</b>			<b>0,5</b>
3.1.	Качественный химический анализ	Аналитический сигнал и его виды. Качественные реакции катионов и анионов.	лекция-беседа (0,3 час.)
3.2.	Количественный химический анализ	Гравиметрический, титриметрический, электрохимический и оптический методы анализа. Химические реакции, применяемые в технологии очистки воды в теплоэнергетике.	лекция-беседа (0,2 час.)

<b>4. Высокмолекулярные соединения (ВМС)</b>			<b>0,5</b>
4.1	Общие сведения о высокомолекулярных соединениях (полимерах)	Природные, синтетические и искусственные высокомолекулярные соединения. Методы получения синтетических полимеров: полимеризация и поликонденсация.	лекция-беседа (0,2 час.)
4.2	Строение и свойства важнейших синтетических полимеров	Зависимость свойств от состава и структуры полимеров: термопластичные и термореактивные, линейные и пространственные полимеры. Полимерные смолы: полиэтилен, полипропилен, полибутадиен, полиизопрен, поливинилхлорид, политетрафторэтилен, полиформальдегид, свойства и применение. Поликонденсационные смолы: фенолформальдегидная, эпоксидная, свойства и применение.	лекция-беседа (0,3 час.)

#### 4.3. Лабораторные работы

<i>№ n/n</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	4	Лабораторная работа исследовательского типа (1 час.)
2	3.	Определение молярной массы эквивалентов металла	4	Лабораторная работа исследовательского типа (1 час.)
3	1.	Строение атома и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева	2	Дискуссия (2 час.)
4	2.	Определение теплового эффекта реакции нейтрализации	2	Лабораторная работа исследовательского типа (1 час.)
5	2.	Определение скорости химической реакции	4	-
6	1.	Приготовление растворов заданной концентрации	2	Лабораторная работа исследовательского типа (1 час.)
7	1.	Изучение электролитической диссоциации и реакций в растворах электролитов	4	-
8	1.	Изучение окислительно-восстановительных реакций	2	Лабораторная работа исследовательского типа (1 час.)
9	2.	Изучение электрохимических процессов	4	-
10	1.	Изучение химических свойств металлов	2	Лабораторная работа исследовательского типа (1 час.)
11	1.	Изучение комплексных соединений	2	Лабораторная работа исследовательского типа (1 час.)
12	3.	Качественные реакции на катионы и анионы	4	Лабораторная работа исследовательского типа (1 час.)
<b>ИТОГО</b>			<b>36</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><i>Критерии оценки контрольной работы</i></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
1. Общая и неорганическая химия	47	+	1	47	Лк, ЛР, СР	1к, зачет
2. Физическая и коллоидная химия	41	+	1	41	Лк, ЛР, СР	1к, зачет
3. Аналитическая химия	14	+	1	14	Лк, СР	1к, зачет
4. Высокомолекулярные соединения (ВМС)	6	+	1	6	Лк, СР	зачет
<i>всего часов</i>	<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

№	Наименование издания (автор, заглавие, выходные данные)	Вид учебной работы	Кол-во экз. в библиотеке, шт.	Обеспеченность
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>	ЛР, 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>	ЛР, 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 после изучения каждого раздела с использованием технических средств обучения на базе банка тестовых заданий Визуальной студии тестирования (VTS). На основе согласованного расписания в определенном компьютерном классе индивидуально или для группы в целом организуется работа студентов с тестовой оболочкой. Количество тестовых заданий, выдаваемых каждому обучающемуся в рамках одного контроля, в зависимости от объема раздела 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 весь объем запланированной работы в установленные сроки, а именно: посетили лекции и вели конспекты; выполнили лабораторные работы и защитили отчеты по ним; успешно прошли тестирование по четырем разделам дисциплины. Зачет организуется на базе электронного банка тестовых заданий и может быть проведен как в письменном виде в аудитории, так и в дисплейном классе с использованием Визуальной студии тестирования (VTS). Количество заданий, выдаваемых каждому студенту в рамках итогового контроля, составляет не менее 25. Общее время на подготовку ответов при тестировании – 60 мин.

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

Для оценки учебных достижений обучающихся используется *балльно-рейтинговая система* (БРС), приведенная в табл.9.1. Успешность работы обучающегося при изучении химии оценивается максимальной суммой баллов (например, 100 баллов = 100-% успех = оценка «отлично» = «зачтено»).

Таблица 9.1

Рейтинговые баллы

<i>Вид учебной деятельности</i>	<i>Рейтинговые баллы</i>	<i>Кол-во</i>	<i>Суммарный балл</i>
<b>Текущая учебная работа</b>			
Посещение лекций	0 - 0,5	9	4,5
Наличие конспекта лекций	0 - 0,5	9	4,5

Готовность к лабораторной работе	0 - 0,5	12	6,0
Отчет по лабораторной работе	0 - 0,5	12	6,0
Самостоятельное изучение 4 тем и составление конспектов: 1. Важнейшие классы неорганических соединений; 2. Окислительно-восстановительные реакции; 3. Коллигативные свойства растворов; 4. Количественный химический анализ.	0 - 2,0 0 - 2,0 0 - 3,0 0 - 2,0	4	9
<b>ВСЕГО</b> по текущей работе			<b>30,0</b>
<b>Текущие проверочные работы</b>			
Текущий тестовый контроль №1, №2, №3, №4 с использованием технических средств обучения и программы Визуальной студии тестирования	0 - 5,0	4	20,0
<b>ВСЕГО</b> по проверочным работам			<b>20,0</b>
<b>Контрольная работа</b>			
Защита контрольной работы	0 – 10,0	1	<b>10,0</b>
<b>Зачет</b>			
Зачет	0 - 40	1	<b>40,0</b>
<b>ИТОГО</b>			<b>100,0</b>

### 9.1. Методические указания для обучающихся по выполнению лабораторных работ

Для глубокого изучения химии как науки, основанной на эксперименте, необходимо выполнить лабораторный практикум. Он развивает у обучающихся навыки научного экспериментирования, исследовательский подход к изучению предмета, логическое химическое мышление.

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.

*При подготовке к работе обучающимся рекомендуется придерживаться следующего плана:*

- прочитав название работы, выяснить, какова цель лабораторной работы, какой химический закон или явление изучаются в данной работе и каким методом она проводится;
- прочитав описание работы от начала до конца, не задерживаясь на выводе формул;
- повторить соответствующий теоретический материал, внимательно ознакомиться с содержанием работы и оборудованием. Найти ответы на контрольные вопросы, приведенные в конце описания работы;
- рассмотреть по учебнику устройство и принцип работы приборов, которые будут использоваться в работе;
- выяснить, какие химические явления будут непосредственно исследоваться;
- рассмотреть в описании лабораторной работы принципиальную схему эксперимента и таблицу, в которую будут заноситься результаты измерений (по необходимости). Если таблицы в работе нет, составить ее;
- продумать, какой окончательный результат и вывод должен быть получен в данной лабораторной работе.

Выполнение лабораторных работ обучающимися должно удовлетворять следующим требованиям:

- обучающиеся должны понимать суть опыта (эксперимента) и знать последовательность выполнения отдельных операций по инструкции;
- соблюдать дозировку реактивов и правила работы с ними;
- уметь собирать приборы по рисункам (схемам) и правильно работать с ними;
- грамотно оформлять отчет о проведенной экспериментальной работе.

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 (сдаче отчета о ее выполнении) студент должен уметь объяснять цели, задачи, ход проведения работы, ее результаты, сделанные выводы, а также основные конструктивные особенности используемого оборудования.

## Лабораторная работа №1. Изучение основных классов неорганических соединений

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

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

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

### Порядок выполнения:

1. *Получение основного оксида, кислотного оксида, кислоты.* В сухую пробирку насыпать немного гидрокарбоната 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 щёлочью.* 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. 9.3)



Задания для самостоятельной работы:

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

1. Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, CO<sub>2</sub>.
2. N<sub>2</sub>O<sub>5</sub>, CaO.
3. Cl<sub>2</sub>O<sub>7</sub>, CrO<sub>3</sub>.
4. Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, MgO.

Рекомендации по выполнению задания 1 и подготовке к лабораторной работе:

Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub> – амфотерный оксид (хром – металл, его оксид (III) проявляет амфотерные свойства), CO<sub>2</sub> – кислотный оксид (углерод – неметалл, его оксид проявляет кислотные свойства).

N<sub>2</sub>O<sub>5</sub> – кислотный оксид (азот – неметалл (его оксид проявляет кислотные свойства), CaO – основной оксид (кальций – металл, его оксид проявляет основные свойства).

Cl<sub>2</sub>O<sub>7</sub> – кислотный оксид (хлор – неметалл, его оксид проявляет кислотные свойства), CrO<sub>3</sub> – кислотный оксид (хром – металл, но его валентность в соединении равна шести, поэтому оксид проявляет кислотные свойства).

Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> – амфотерный оксид (алюминий – металл, его оксид (III) проявляет амфотерные свойства), MgO – основной оксид, (магний – металл, его оксид проявляет основные свойства)

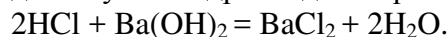
Таким образом, только кислотные оксиды находятся в ответе 3.

**Задание 2.** Какая пара веществ реагирует с гидроксидом бария?

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

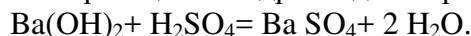
Рекомендации по выполнению задания 2 и подготовке к лабораторной работе:

Соляная кислота HCl взаимодействует с гидроксидом бария:

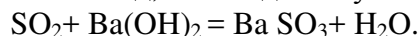


Оксид меди (II) CuO – основной оксид, основания с основными оксидами не взаимодействуют.

Серная кислота H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> вступает в реакцию с гидроксидом бария:

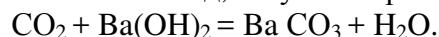


Оксид серы (IV) SO<sub>2</sub> – кислотный оксид, взаимодействует с основаниями:



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

Оксид углерода (IV) CO<sub>2</sub> – кислотный оксид, вступает в реакцию с гидроксидом бария:



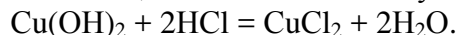
Таким образом, с гидроксидом бария реагирует пара веществ, указанных в ответе 2.

**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 Cu(OH)<sub>2</sub> – основание, с кислотой HCl вступает в реакцию:

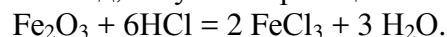


Серебро Ag стоит в ряду напряжений после водорода, в реакцию с соляной кислотой не вступает.

Карбонат кальция CaCO<sub>3</sub> реагирует с соляной кислотой:



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

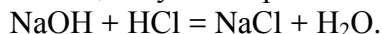


Аммиак NH<sub>3</sub> – газ, проявляет свойства основания, взаимодействует с кислотой:



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.

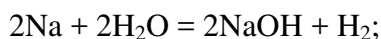
Таким образом, соляная кислота реагирует с веществами, указанными в ответе 2.

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

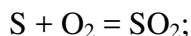
Рекомендации по выполнению задания 4 и подготовке к лабораторной работе:

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:

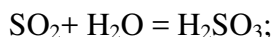
1) щелочной металл натрий взаимодействует с водой с образованием щёлочи и выделением водорода:



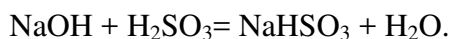
2) неметалл сера окисляется в кислотный оксид:



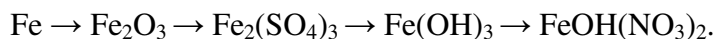
3) при взаимодействии оксида серы (IV) образуется сернистая кислота:



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

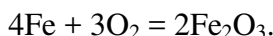


**Задание 5.** Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

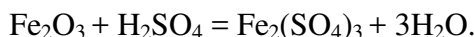


Рекомендации по выполнению задания 5 и подготовке к лабораторной работе:

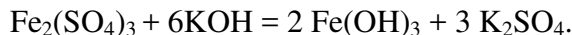
Окисляя железо, получаем оксид железа (III):



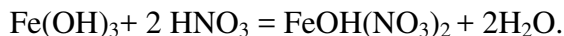
Действуя на оксид железа (III) серной кислотой, получаем среднюю соль – сульфат железа (III):



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 молярной массы эквивалентов металла**

Цель работы: развитие навыков проведения простейшего химического эксперимента для определения молярной массы эквивалентов цинка

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

1. Ознакомиться со строением лабораторной установки.
2. Провести реакцию между цинком и соляной кислотой  $2\text{HCl} + \text{Zn} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2 \uparrow$  и определить объем водорода, выделившегося при этом.
3. Рассчитать молярную массу эквивалентов цинка, используя закон эквивалентов.

#### Порядок выполнения.

1. Ознакомление со строением лабораторной установки. Определение молярной массы эквивалентов цинка по объему вытесненного водорода осуществляется на лабораторной установке (рис.2.1).

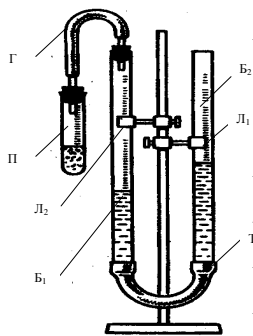


Рис.2.1. Лабораторная установка для определения эквивалентной массы металла

Установка состоит из двух бюреток: рабочей измерительной  $B_1$  и уравнивающей  $B_2$ , соединенных резиновой трубкой  $G$  и заполненных подкрашенной водой. К рабочей бюретке при помощи газоотводной трубки  $G$  присоединяется пробирка  $P$ .

Перед началом выполнения опыта необходимо проверить герметичность установки. Для этого пробирку плотно надеть на пробку газоотводной трубки после чего уравнильную бюретку поднять или опустить на 15-20 см, закрепить ее в этом положении лапками штатива и наблюдать в течение 1-2 минут за положением в ней уровня жидкости. Если за это время уровень воды не изменится, это будет означать, что прибор герметичен и можно приступать к выполнению работы.

Для удобства отсчета объема выделившегося водорода перед началом работы жидкость в измерительной бюретке установить на нулевую отметку (по нижнему мениску).

2. Проведение реакции между цинком и соляной кислотой  $2\text{HCl} + \text{Zn} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$  и определение объема водорода, выделившегося при этом.

В пробирку II налить 5-6 мл 20 % -ой соляной или серной кислоты, опустить в пробирку навеску металла и быстро надеть пробирку на пробку с газоотводной трубкой, не нарушая герметичности прибора.

Когда весь металл растворится и прекратится выделение водорода, дать пробирке остыть 1-2 минуты и, не снимая пробирки, привести положение жидкости в измерительной и уравнильной бюретке к одному уровню, для чего уравнильную бюретку опустить вниз. Отметить объем выделившегося водорода в мл в измерительной бюретке от нулевой отметки до уровня жидкости (по нижнему мениску). Результаты опыта занести в таблицу 2.1.

Таблица 2.1- Исходные данные для расчета

Величины и их обозначения	Размерность	Численное значение
Навеска металла, $m$	кг	
Объем выделившегося водорода, $V$	л	
Температура, $t$	°C	
Абсолютная температура, $T_o$	К	273
Атмосферное давление, $P_o$	кПа	101,325
Давление насыщенного водяного пара при данной температуре, $P_{\text{H}_2\text{O}}$	кПа	
Парциальное давление водорода, $P_{\text{H}_2}$	кПа	

3. Расчет молярной массы эквивалентов цинка с использованием закона эквивалентов.

1. Привести объем выделившегося водорода  $V$  к нормальным условиям  $V_o$ , применив уравнение объединенного газового закона:

$$\frac{V_o \cdot P_o}{T_o} = \frac{V \cdot P_{\text{H}_2}}{T}; \quad V_o = \frac{T_o \cdot V \cdot P_{\text{H}_2}}{P_o \cdot T},$$

где  $T_o$  – абсолютная температура, 273 К

$P_o$  – давление при нормальных условиях, 101,325 кПа;

$P_{\text{H}_2\text{O}}$  – давление насыщенного водяного пара при данной температуре, определяется по справочной таблице [3].

Используя закон эквивалентов рассчитать молярную массу эквивалента металла  $M_{\text{э}}$ .

$$\frac{m}{V_o} = \frac{M_{\text{э}}}{V_{\text{эH}}}; \quad M_{\text{э}} = \frac{m \cdot V_{\text{эH}}}{V_o},$$

где  $M_{\text{э}}$  – молярная масса эквивалента металла, кг/моль;

$m$  – масса навески металла, кг;

$V_{\text{эH}}$  – эквивалентный объем водорода, л;

$V_o$  – объем водорода, приведенный к нормальным условиям, л.

2. Рассчитать относительную погрешность опыта по формуле:

$$\delta = \left| \frac{M_{\text{э теор}} - M_{\text{э эксп}}}{M_{\text{э теор}}} \right| \cdot 100\%,$$

где  $\text{э теор.}$  - теоретическое значение эквивалентной массы металла,  $M_{\text{э теор}} = M_{\text{А}}/B$ ;  
 $M_{\text{А}}$  – атомная масса металла;  $B$  – валентность металла.

Форма отчетности: Отчет по вышеприведенной форме (п. 9.3)

Задания для самостоятельной работы:

**Задание 1.** Определите молярную массу эквивалента алюминия в  $Al_2S_3$ , если молярная масса эквивалента серы равна 16.

Рекомендации по выполнению задания 1 и подготовке к лабораторной работе:

Рассчитаем процентное содержание алюминия и серы в  $Al_2S_3$  из пропорции:

$$150 \text{ г } Al_2S_3 \text{ содержит } 2 \cdot 27 \text{ г } Al$$

$$\begin{array}{l} 100,0 \\ Al_2S_3 \text{ содержит} \end{array} \quad \text{г } x \text{ г } Al$$

$$x = 36 \text{ г}$$

Следовательно, содержание серы составляет 64%. Подставим полученные данные в уравнение закона эквивалентов и рассчитаем эквивалент алюминия:

$$\frac{m_S}{m_{Al}} = \frac{M_{эS}}{M_{эAl}} \Rightarrow M_{эAl} = \frac{m_{Al} \cdot M_{эS}}{m_S}$$

$$M_{эAl} = \frac{36 \cdot 16}{64} = 9 \text{ г / моль}$$

**Задание 2.** На восстановление 5 г оксида металла требуется 0,25 г водорода. Чему равны молярные массы эквивалентов оксида и металла?

Рекомендации по выполнению задания 2 и подготовке к лабораторной работе:

Вспользуемся математическим выражением закона эквивалентов:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_{э1}}{M_{э2}}, \text{ откуда } M_{эMeO} = \frac{5 \cdot 1}{0,25} = 20 \text{ г / моль.}$$

где  $M_{эH} = 1$ .

Эквивалент оксида равен сумме эквивалентов кислорода и соединенного с ним элемента, т.е.  $M_{эMeO} = M_{эMe} + M_{эO}$ . Зная, что  $M_{эO} = 8$ , находим  $M_{эMeO}$ :

$$M_{эMeO} = 20 - 8 = 12 \text{ г / моль.}$$

**Задание 3.** Вычислите атомную массу двухвалентного элемента, зная, что соединение его с водородом содержит 5,88% водорода, а также определите состав соединения.

Рекомендации по выполнению задания 3 и подготовке к лабораторной работе:

Определим процентное содержание неизвестного элемента в соединении:

$$100 - 5,88 = 94,12\%.$$

Вспользуемся математическим выражением закона эквивалентов и рассчитаем эквивалент неизвестного элемента, зная, что  $M_{эH} = 1$ :

$$M_{эMe} = \frac{94,12 \cdot 1}{5,88} = 16 \text{ г / моль.}$$

Рассчитаем атомную массу элемента по формуле:

$$M_A = M_{эMe} \cdot 2 = 16 \cdot 2 = 32 \text{ г / моль.}$$

Элемент с атомной массой 32 - сера. Из отношения 5,88 : 94,12 определим, что в состав соединения входит 1 мас. ч. водорода и 16 масс. ч. серы, или 2 мас. ч. водорода и 32 мас. ч. серы, а это и есть сероводород  $H_2S$ .

**Задание 4.** Вычислите молярную массу эквивалента основания, зная, что 2 г его взаимодействуют без остатка с 1,825 г соляной кислоты HCl.

Рекомендации по выполнению задания 4 и подготовке к лабораторной работе:

Согласно закону эквивалентов

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_{\text{Э1}}}{M_{\text{Э2}}} \Rightarrow M_{\text{Э2}} = \frac{m_2 \cdot M_{\text{Э1}}}{m_1}$$

$$M_{\text{Эоснования}} = \frac{m_{\text{основания}} \cdot M_{\text{Экислоты}}}{m_{\text{кислоты}}} = \frac{2 \cdot 1,825}{36,5} = 40 \text{ г / моль}$$

**Задание 5.** Молярная масса эквивалента металла равна 56 г/моль. Какой объем кислорода (н.у.) образуется при разложении 1,28 г оксида этого металла.

Рекомендации по выполнению задания 5 и подготовке к лабораторной работе:

Согласно закону эквивалентов:

$$\frac{m(\text{оксида})}{V(\text{O}_2)} = \frac{M_{\text{Э}}(\text{оксида})}{V_{\text{Э}}(\text{O}_2)}$$

$$V(\text{O}_2) = \frac{m(\text{оксида}) \cdot V_{\text{Э}}(\text{O}_2)}{M_{\text{Э}}(\text{оксида})}$$

Оксид металла это соединение металла с кислородом, поэтому молярная масса эквивалентов оксида представляет собой сумму:

$$M_{\text{Э}}(\text{оксида}) = M_{\text{Э}}(\text{металла}) + M_{\text{Э}}(\text{O}_2) = 56 + 8 = 64 \text{ г/моль}$$

Отсюда находим:

$$V(\text{O}_2) = \frac{1,28 \cdot 5600}{64} = 112 \text{ мл.}$$

#### 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. Дайте определение моля эквивалента вещества.
2. Как рассчитывают молярные массы эквивалента элемента, оксида, основания, кислоты, соли?
3. Приведите примеры химических соединений с молярной массой, равной молярной массе эквивалента.
4. Определите массу трех молей эквивалентов гидроксида натрия.
5. Какие практические методы определения эквивалента элемента, эквивалента сложного вещества существуют?

### Лабораторная работа №3. Строение атома и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева (дискуссия)

Цель работы: формировать умение составлять электронные и графические формулы атомов и ионов на основе знаний о строении атома и Периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева

Задание: При подготовке к дискуссии «Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева в свете современной теории строения атома» изучить основные теоретические сведения с использованием литературы [1] и [3] из п.7. Подготовить ответы на следующие вопросы:

1. Элементарные частицы, образующие атом.
2. Корпускулярно-волновая двойственность электронов.
3. Принцип неопределенности Гейзенберга.
4. Электронное облако (атомная орбиталь). Электронная плотность.
5. Квантовые числа.
6. Принципы электронного строения атома.
7. Электронные и графические формулы атомов и ионов.
8. Валентные электроны. Степень окисления. Высшая и низшая степени окисления.
9. Периодически изменяющиеся характеристики атомов: энергия ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность.
10. Периодический закон Д.И. Менделеева. Причина периодичности изменения свойств элементов.

Порядок выполнения: При проведении данной дискуссии используется организационная методика «вопрос-ответ». Это разновидность простого собеседования, в котором принимают участие все участники дискуссии: одни отвечают на поставленные вопросы, другие – дополняют или уточняют их ответ, третьи - приводят примеры и т.д. Применяется определенная форма постановки вопросов для собеседования с участниками дискуссии-диалога, позволяющая организовать развернутое обсуждение:

1. Какие элементарные частицы, образующие атом, Вы знаете?
2. Как Вы представляете корпускулярно-волновую двойственность электронов?
3. Что Вы можете сказать о применении принципа неопределенности Гейзенберга по отношению к элементарным частицам, телам макромира?
4. Что представляет собой электронное облако и как распределена его электронная плотность?
5. Какие квантовые числа Вы знаете и для чего они используются?
6. Какие принципы электронного строения атома Вы знаете? Дайте их формулировки.
7. Приведите примеры использования основных принципов электронного строения атома при составлении электронных и графических формул атомов и ионов.
8. Какие электроны называются валентными? Что показывает степень окисления, высшая и низшая степени окисления?
9. Укажите, какие периодически изменяющиеся характеристики имеют атомы?
10. Сформулируйте Периодический закон Д.И. Менделеева. Обоснуйте его физический смысл в свете современной теории строения атома.

После завершения дискуссии для закрепления изученного материала обучающимся рекомендуется выполнить следующее многовариантное задание:

**Задание:** Используя таблицу 3.1, дайте ответы на следующие вопросы, согласно своему варианту:

- а) определите строение атомного ядра элемента;
- б) укажите квантовые числа для формирующего электрона;
- в) составьте электронно-графические формулы (диаграммы) атома элемента и его иона в основном состоянии, укажите число неспаренных электронов у атома и иона;
- г) напишите электронную формулу внешнего (предвнешнего) уровня атома элемента в возбужденном состоянии;

д) назовите аналоги электронной структуры элемента по формирующему электрону.

Таблица 3.1

Вариант	Элемент	Ион	Вариант	Элемент	Ион
1	S	S <sup>4+</sup>	11	Br	Br <sup>-1</sup>
2	Cr	Cr <sup>3+</sup>	12	Ni	Ni <sup>2+</sup>
3	Mn	Mn <sup>3+</sup>	13	N	N <sup>-3</sup>
4	Sr	Sr <sup>2+</sup>	14	Cu	Cu <sup>2+</sup>
5	Ga	Ga <sup>3+</sup>	15	I	I <sup>-1</sup>
6	Fe	Fe <sup>3+</sup>	16	Hg	Hg <sup>2+</sup>
7	Mo	Mo <sup>3+</sup>	17	Cd	Cd <sup>2+</sup>
8	Cl	Cl <sup>-1</sup>	18	Pb	Pb <sup>4+</sup>
9	Al	Al <sup>3+</sup>	19	Cu	Cu <sup>2+</sup>
10	Co	Co <sup>2+</sup>	20	Ca	Ca <sup>2+</sup>

Форма отчетности: Отчет по вышеприведенной форме (п. 9.3)

Задания для самостоятельной работы:

**Задание 1.** Выделяется или поглощается энергия при переходе электрона атома водорода с первого энергетического уровня ( $n = 1$ ) на второй энергетический уровень ( $n = 2$ )? Как связана энергия перехода с частотой излучения?

Рекомендации по выполнению задания 1. Уровень К ( $n = 1$ ) имеет минимальное значение энергии. Поэтому при переходе на уровень L ( $n = 2$ ) поглощается энергия, которая равна

$$\Delta E_{(1 \rightarrow 2)} = h\nu_{(1 \rightarrow 2)}$$

**Задание 2.** Каково максимальное число ориентаций f- орбиталей в пространстве?

Рекомендации по выполнению задания 2. Так как при  $l = 3$  (f-подуровень) имеется семь значений квантового числа  $m_l = -2, -1, 0, +1, +2$ , характеризующих ориентацию электронных облаков в пространстве, то число ориентаций f- орбиталей равно семи.

**Задание 3.** Напишите электронную конфигурацию атома олова Sn (элемент № 50)

Рекомендации по выполнению задания 3. Элемент N 50 расположен в 5 периоде и IVA-подгруппе. Следовательно: а) внешние электроны расположены на пятом энергетическом уровне ( $n = 5$ ), б) номер группы IV и индекс главной подгруппы A указывают на расположение четырех электронов (в том числе формирующего) именно на внешнем (пятом) уровне. Каждый уровень начинается двумя s-элементами, затем следуют р-элементы (при  $n \geq 2$ ). Таким образом, электронная конфигурация атома олова  $\text{Sn} - [\text{Kr}]4d^{10}5s^25p^2$ .

**Задание 4.** Запишите электронную конфигурацию двухзарядного положительного иона олова  $\text{Sn}^{2+}$  и четырехзарядного  $\text{Sn}^{4+}$ . Как соотносятся энергии ионизации у этих ионов и их радиусы?

Рекомендации по выполнению задания 4. Двухзарядный ион олова  $\text{Sn}^{2+}$  и четырехзарядный ион  $\text{Sn}^{4+}$  должны иметь соответственно на два и четыре электрона меньше, чем нейтральный атом олова. Электронная конфигурация атома олова Sn —  $4d^{10}5s^25p^2$ , так как олово расположено в 5 периоде и IVA - подгруппе. При ионизации электроны удаляются именно с внешнего уровня, где они наиболее удалены от ядра атома. Следовательно, электронная конфигурация ионов будет:  $\text{Sn}^{2+} - 4d^{10}5s^25p^0$  и  $\text{Sn}^{4+} - -[\text{Kr}], 4d^{10}5s^05p^0$

При удалении электронов от ядра в процессе ионизации необходимо затратить энергию ионизации, причем тем большую, чем больше заряд иона [см. 1]. Поэтому энергии ионизации соотносятся как  $I_1 < I_2 < I_4$ .



Удаление электронов из нейтрального атома при образовании положительных ионов уменьшает их радиусы вследствие уменьшения периферийной электронной плотности и большего притяжения оставшихся электронов к ядру из-за уменьшения межэлектронного отталкивания. Действительно, по табличным данным радиус атома олова  $r(\text{Sn}) = 0,158$  нм, иона  $r(\text{Sn}^{2+}) = 0,102$  нм, иона  $r(\text{Sn}^{4+}) = 0,067$  нм.

**Задание 5.** На основании электронного строения атома серы определите число электронов, принимающих участие в восстановлении и окислении этого атома.

Рекомендации по выполнению задания 5. Электронная конфигурация атома серы  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ . До устойчивого октета на внешнем уровне атому недостает двух электронов. Принимая их, атом серы проявляет свойства окислителя (например, в  $\text{H}_2\text{S}$ ):  $\text{S} + 2e \rightarrow \text{S}^{2-}$ .

Как восстановитель атом серы может отдавать электроны внешнего уровня (максимально шесть, например, в  $\text{SF}_6$ )  $\text{S} - 6e \rightarrow \text{S}^{6+}$

Для серы ЭО = 2,5; для водорода ЭО = 2,1; для фтора ЭО = 4,0.

#### 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.

#### Контрольные вопросы для самопроверки

1. Укажите свойства элементарных частиц, составляющих атом.
2. Выделяется или поглощается энергия при переходе электрона с третьего энергетического уровня ( $n=3$ ) на первый ( $n=1$ ).
3. Укажите число атомных орбиталей на: а) s-подуровне, б) p-подуровне, в) d-подуровне, г) f-подуровне и определите максимальное число электронов на каждом из подуровней.
4. Возможно ли наличие в атоме двух электронов с одинаковыми значениями трех квантовых чисел:  $n$ ,  $m_l$  и  $m_s$ . Приведите примеры.
5. Атом химического элемента на d-орбиталях четвертого электронного уровня имеет 1 электрон. Составьте электронную формулу этого элемента.

#### **Лабораторная работа №4. 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], [3] 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. 4.1. 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.

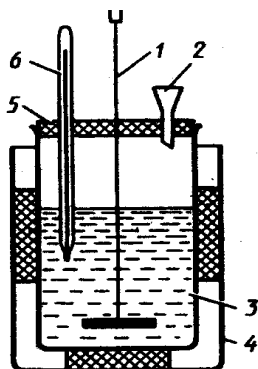


Рис. 4.1. Калориметрическая установка: 1 – мешалка; 2 – воронка; 3 – внутренний калориметрический сосуд; 4 – наружный калориметрический сосуд; 5 – крышка; 6 – термометр

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 измерить 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. Измерить 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 4.1. Значение массы калориметрического сосуда получить у лаборанта.

Таблица 4.1 - 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

$$q = \Sigma C (T_{\text{к}} - T_{\text{н}}),$$

где  $T_{\text{к}}$  – конечная температура жидкости в калориметре, К;  $T_{\text{н}}$  – начальная температура жидкости, К, определяемая по формуле

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

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

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

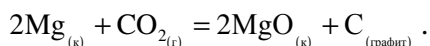
5. Рассчитать относительную погрешность  $\delta_{\text{отн}}$  (%), сравнивая полученную в результате расчёта энтальпию  $\Delta H_{\text{экспер}}$  с теоретической  $\Delta H_{\text{теор}}$ :

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

Форма отчетности: Отчет по вышеприведенной форме (п. 9.3)

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  $\Delta H_{f298}^{\circ} \text{Fe}_2\text{O}_3$ .

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

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

$\Delta H_{f298}^{\circ} \text{Fe}_2\text{O}_3$  находим из уравнения реакции  $\text{Fe}_2\text{O}_{3(к)} + 3\text{CO}_{(г)} = 2\text{Fe}_{(к)} + 3\text{CO}_{2(г)}$ ;  $\Delta H_{298}^{\circ} = -26,8$  кДж.

Стандартные энтальпии образования  $\text{CO}_{2(г)}$  и  $\text{CO}_{(г)}$  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  $\text{S}_{(к)} + \text{O}_{2(г)} = \text{SO}_{2(г)}$  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  $\text{SO}_{2(г)}$  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)
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. Какой знак имеет стандартная теплота образования: а) жидкой воды; б) газообразной воды? Какая из указанных величин больше по абсолютному значению? Объясните, почему  $Q_f \text{H}_2\text{O}_{(г)} < Q_f \text{H}_2\text{O}_{(ж)}$ .
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)  $\text{CaO}_{(к)} + \text{CO}_{2(г)} = \text{CaCO}_{3(к)}$ ; б)  $\text{C}_{(к)} + 2\text{Cl}_{2(г)} = \text{CCl}_{4(к)}$ ; в)  $\text{CF}_{4(г)} = \text{C}_{(к)} + 2\text{F}_{2(г)}$ .
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 №5. Определение скорости химической реакции**

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

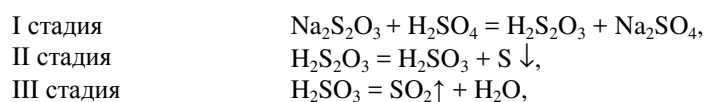
Задание: При подготовке к лабораторной работе изучить основные теоретические сведения с использованием литературы [1], [3] из п.7. Ознакомиться с порядком выполнения лабораторной работы. Составить конспект.

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

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



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



1. *Изучение влияния концентрации реагирующих веществ на скорость химической реакции.* Приготовить три раствора тиосульфата натрия различной концентрации. Для этого пронумеровать три большие сухие пробирки. В пробирку № 1 налить 15 мл 0,2 М раствора тиосульфата натрия, в пробирку № 2 – 10 мл раствора тиосульфата натрия и 5 мл дистиллированной воды, в пробирку № 3 – 5 мл раствора тиосульфата натрия и 10 мл дистиллированной воды. В три мерные пробирки налить по 5 мл 20%-го раствора серной кислоты. Последовательно добавить 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. 5.1. На основании данных табл. 5.1 построить график зависимости скорости реакции  $v$  (моль/л·с) от концентрации  $C$  (моль/л) тиосульфата натрия. Сделать вывод о характере этой зависимости. Объяснить, почему зависимость выражается прямой линией.

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

Показатель	Номер пробирки		
	1	2	3
Объем 0,2 М раствора тиосульфата натрия, мл	15	10	5
Объем дистиллированной воды, мл	0	5	10
Объем 20%-го раствора серной кислоты, мл	5	5	5
Суммарный объем реакционной смеси, мл	20	20	20
Молярная концентрация раствора тиосульфата после разбавления в 20 мл раствора, $C$ , 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.

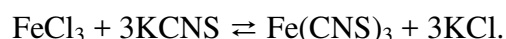
Полученные в опыте экспериментальные данные, а также рассчитанные по формуле  $v_{\text{ср}} = \frac{\Delta C}{\Delta \tau}$  (моль/л) средние скорости реакции  $v_{\text{ср}}$  (моль/л·с) занести в табл. 5.2. По данным табл. 5.2 построить график зависимости скорости реакции  $v$  (моль/л·с) от температуры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

Таблица 5.2 - Результаты изучения влияния температуры на скорость реакции

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

### 3. Изучение смещения химического равновесия при изменении концентрации веществ.

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



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

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

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

Таблица 5.3 - Результаты изучения влияния концентрации веществ на смещение равновесия

№ пробирки	Добавляемое вещество	Изменение интенсивности окраски (ослабление, усиление)	Направление смещения равновесия (вправо, влево)
1	$\text{FeCl}_3$		
2	$\text{KCNS}$		
3	$\text{KCl}$		

Форма отчетности: Отчет по вышеприведенной форме (п. 9.3)

### 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  $A$ :

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

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

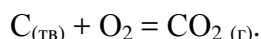
**Задание 2.** Составить выражение для скорости реакции в гомогенной системе:



Рекомендации по выполнению задания 2 и подготовке к лабораторной работе. Как указывалось выше, рассматриваемая реакция относится к сложным, а её скорость определяется скоростью лимитирующей реакции разложения тиосульфидной кислоты  $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$ . 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:

- увеличение концентрации  $\text{N}_2\text{O}_4$ ;
- уменьшение концентрации  $\text{NO}_2$ ;
- повышение температуры;
- понижение давления.

#### Основная литература

- 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)
- 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. 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. 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. Напишите математическое выражение скорости для следующих реакций:  

$$\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{HCl};$$

$$2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O};$$

$$\text{CuO} + \text{H}_2 \rightarrow \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}.$$
2. Как изменяется скорость реакции  $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}_2$   
 а) при увеличении концентрации NO в два раза;  
 б) при одновременном увеличении концентрации NO и O<sub>2</sub> 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:  

$$\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3;$$

$$2\text{NO}_2 \leftrightarrow \text{N}_2\text{O}_4.$$
5. В какую сторону сместятся равновесия  

$$2\text{CO} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{CO}_2 + 568,48 \text{ кДж};$$

$$2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{SO}_3 + 172,38 \text{ кДж};$$

$$2\text{HBr} \leftrightarrow \text{H}_2 + \text{Br}_2 - 59,83 \text{ кДж};$$

$$2\text{N}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{N}_2\text{O} - 56,90 \text{ кДж}$$
 а) при понижении температуры;  
 б) при повышении давления?

#### **Лабораторная работа №6. 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] и [3] 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. 6.1) 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.



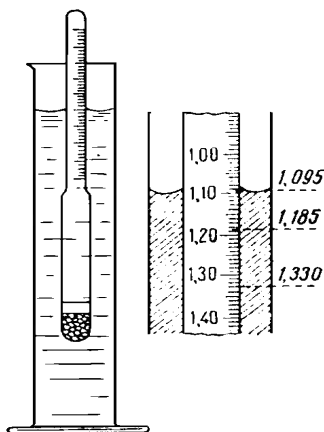


Рис. 6.1. Ареометр и отсчет по его шкале

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

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

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

Сделать расчет молярной концентрации эквивалентов приготовленного раствора. Результаты записать табл. 6.1.

Таблица 6.1 - 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		$\omega_{\text{эксп}}$	c(B)	c <sub>эkv</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 [3] 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. 9.3)

Задания для самостоятельной работы:

**Задание 1.** Приготовить 0,5 л 20% раствора H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, исходя из концентрированного раствора, плотность которого 1,84 г/см<sup>3</sup>.

Рекомендации по выполнению задания 1 и подготовке к лабораторной работе:

По справочной таблице находим, что плотности 1,84 г/см<sup>3</sup> соответствует кислота с содержанием 96% H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, а 20% раствору соответствует кислота с плотностью 1,14 г/см<sup>3</sup>.

Вычислим количества исходной кислоты и воды требующиеся для получения заданного объема раствора. Масса его составляет  $500 \cdot 1,14 = 570$  г, а содержание в нем  $\text{H}_2\text{SO}_4$  равно

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

Вычислим, в каком объеме исходной 96% кислоты содержится 114 г  $\text{H}_2\text{SO}_4$ :

1 мл исходной кислоты содержит  $1 \cdot 1,84 \cdot 0,96$  г  $\text{H}_2\text{SO}_4$

x мл исходной кислоты содержит 114 г  $\text{H}_2\text{SO}_4$

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

Таким образом, для приготовления 500 мл 20% раствора  $\text{H}_2\text{SO}_4$  необходимо взять 64,6 мл 96% раствора.

Количество воды определяется как разность весов полученного исходного раствора, а именно  $500 \cdot 1,14 - 64,6 \cdot 1,84 = 450$  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:

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

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)
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. 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 №7. Изучение электролитической диссоциации и реакций в растворах электролитов**

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

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

1. Изучить характер электролитической диссоциации гидроксидов.
2. Изучить равновесие и его смещение в растворах слабых электролитов.
3. Изучить реакции в растворах электролитов.
4. Изучить окраску кислотно-основных индикаторов в различных средах.
5. Изучить реакцию среды в растворах следующих солей: хлорида алюминия, карбоната натрия, хлорида калия, ацетата аммония.
6. Изучить полный (необратимый) гидролиз солей для случая, когда в растворе одновременно присутствуют две соли: хлорид алюминия и карбонат натрия.

Ознакомиться с порядком выполнения лабораторной работы. Составить конспект.

Порядок выполнения:

1. *Изучение характера электролитической диссоциации гидроксидов.* В две пробирки внести по 10 капель 0,5н раствора: в первую – ZnSO<sub>4</sub>, во вторую – NiSO<sub>4</sub> 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<sub>3</sub>COOH и по 1 капле метилового оранжевого. Добавить в одну пробирку 2–3 кристалла ацетата натрия CH<sub>3</sub>COONa. Перемешать. Сравнить цвет растворов в пробирках; б) В две пробирки внести по 4–5 капель раствора гидроксида аммония NH<sub>4</sub>OH и по 1 капле фенолфталеина. Добавить в одну пробирку 2–3 кристалла хлорида аммония NH<sub>4</sub>Cl. Перемешать содержимое пробирки. Сравнить цвет растворов в пробирках.

3. *Изучение реакции в растворах электролитов.* а) В пробирку внести 8–10 капель хлорида бария и добавить такой же объем сульфата натрия. б) В пробирку к 4–5 каплям раствора карбоната натрия добавить такое же количество хлороводородной кислоты. Наблюдать выделение газа.

4. *Изучение окраски кислотно-основных индикаторов.* В три пробирки налить 10–15 капель дистиллированной воды и добавить: в первую – 1 каплю лакмуса, во вторую – 1 каплю фенолфталеина, в третью – 1 каплю метилоранжа. Наблюдать окраску индикаторов. Затем в три другие пробирки налить по 8–10 капель соляной кислоты HCl и внести по 1 капле раствора лакмуса, метилоранжа, фенолфталеина. Наблюдать изменение окраски индикаторов. Затем в следующие три пробирки налить по 8–10 капель щелочи NaOH. В первую внести 1 каплю лакмуса, во вторую – 1 каплю метилоранжа, в третью – 1 каплю фенолфталеина. Наблюдать изменение окраски индикаторов

5. *Изучение реакции среды растворов некоторых солей.* В пять пробирок налить дистиллированной воды 1/3 объема и добавить 2–3 капли раствора лакмуса, перемешать. Одну пробирку оставить в качестве контрольной, а в остальные добавить по одному микрошпателью кристаллов следующих солей: в первую – хлорида алюминия, во вторую – карбоната натрия, в третью – хлорида калия, в четвертую – ацетата аммония. Полученные результаты внести в таблицу 7.1. По изменению окраски лакмуса сделать вывод о реакции среды в растворе каждой соли.

Таблица 7.1 - Реакция среды в растворах солей

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

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

Форма отчетности: Отчет по вышеприведенной форме (п. 9.3)

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

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

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

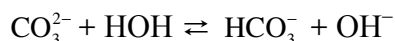
**Задание 3.** Вычислить pH раствора, если  $[\text{H}^+] = 0,0001 = 10^{-4}$  моль/л.

Рекомендации по выполнению задания 3 и подготовке к лабораторной работе.

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

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

Рекомендации по выполнению задания 1 и подготовке к лабораторной работе. а). Карбонат калия  $\text{K}_2\text{CO}_3$  – соль слабой многоосновной кислоты и сильного основания. Анионы  $\text{CO}_3^{2-}$ , связывая водородные ионы воды, образуют анионы  $\text{HCO}_3^-$ , а не молекулы  $\text{H}_2\text{CO}_3$ . В обычных условиях гидролиз идет по первой ступени, соль гидролизуется по аниону. Ионно-молекулярное уравнение гидролиза



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

В растворе появляется избыток ионов  $\text{OH}^-$ , поэтому раствор  $\text{K}_2\text{CO}_3$  имеет щелочную реакцию  $\text{pH} > 7$ .

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

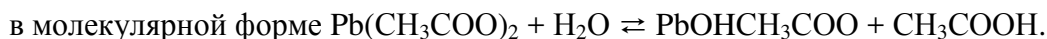
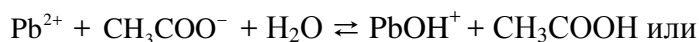


В растворе появляется избыток ионов водорода, поэтому раствор  $\text{CuCl}_2$  имеет кислую реакцию ( $\text{pH} > 7$ ).

в) Ацетат свинца – соль слабого многокислотного основания  $\text{Pb}(\text{OH})_2$  и слабой одноосновной кислоты  $\text{CH}_3\text{COOH}$ . В данном случае параллельно протекают два процесса:



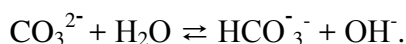
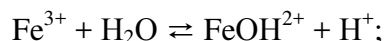
Ионно-молекулярное уравнение



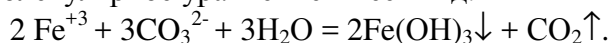
Реакция раствора  $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$  зависит от относительной силы кислоты и основания, образующих соль. Если  $K_{\text{кисл}} = K_{\text{осн}}$ , то катион и анион гидролизуются в равной степени и реакция раствора будет нейтральной ( $\text{pH} = 7$ ). Если  $K_{\text{кисл}} < K_{\text{осн}}$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

**Задание 5.** Какие продукты образуются при смешивании растворов солей  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$  и  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ? Составьте ионно-молекулярное и молекулярное уравнение реакции.

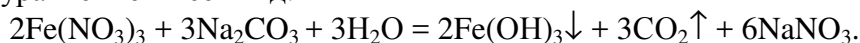
Рекомендации по выполнению задания 2 и подготовке к лабораторной работе. Соль  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$  гидролизуеться по катиону, а  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  – по аниону:



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)
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. В чем суть 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.
6. Какой процесс называется гидролизом?
7. Приведите примеры солей, подвергающихся гидролизу: а) по катиону; б) по аниону; в) и по катиону, и по аниону?
8. Объясните, почему процесс гидролиза не происходит в растворах солей, образованных сильными электролитами?
9. Какие факторы влияют на процесс гидролиза?
10. Приведите пример реакции необратимого гидролиза, протекающего при одновременном присутствии в растворе двух солей.

## Лабораторная работа №8. Изучение окислительно-восстановительных реакций

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

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

1. Изучить окислительно-восстановительную двойственность соединений серы в промежуточной степени окисления  $S^{+4}$ .
2. Изучить влияние pH 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 pH среды на характер восстановления перманганата калия. В три пробирки внести по 3-4 капли раствора перманганата калия. В одну пробирку добавить 2-3 капли 2н раствора серной кислоты, во вторую добавить столько же воды, в третью – столько же раствора щелочи. Во все три пробирки внести по два микрошпателя кристаллического сульфита натрия и перемешать растворы до полного растворения кристаллов. Через 3-4 минуты отметить изменение окраски раствора во всех трех случаях.
3. Изучить реакции йодида калия с пероксидом водорода. К раствору йодида калия, подкисленному серной кислотой, прибавить 1-2 капли раствора пероксида водорода. Для какого вещества характерна появившаяся окраска?
4. Изучить поведение органических веществ в окислительно-восстановительных реакциях. В пробирку с раствором дихромата калия  $K_2Cr_2O_7$  (5-6 капель) внести 2-3 капли концентрированной серной кислоты плотностью  $1,84 \text{ г/мл}$  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. 9.3)

Задания для самостоятельной работы:

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

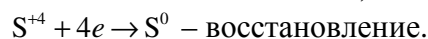
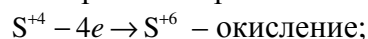
Рекомендации по выполнению задания 1 и подготовке к лабораторной работе. Марганец  $Mn^{+7}$  в перманганат-ионе  $MnO_4^-$  не может отдавать электроны, так как имеет завершённую восьмиэлектронную оболочку  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^0 3d^0$ . Он может только принимать электроны:  $Mn^{+7} + 5e \rightarrow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

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

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



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



Поэтому диоксид серы  $SO_2$  проявляет окислительно-восстановительную двойственность.

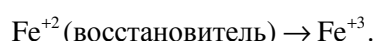
**Задание 3.** Используя метод электронного баланса, подберите коэффициенты в уравнении реакции:  $KMnO_4 + FeSO_4 + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + Fe_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + H_2O$ .

Рекомендации по выполнению задания 3 и подготовке к лабораторной работе.

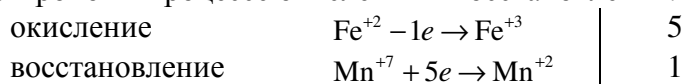
1. Записываем схему реакции:



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

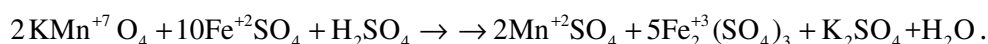


3. Записываем уравнения процессов окисления и восстановления и уравниваем число электронов в процессе окисления и восстановления:



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

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



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



6. По балансу атомов водорода определяем число молей воды:



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

#### Основная литература

1. Глинка, Н. Л. Общая химия : учебник для бакалавров / Н. Л. Глинка. - 19-е изд., перераб. и доп. - М. : Юрайт, 2014. - 900 с. - (Бакалавр. Базовый курс)
2. 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. 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)  $\text{H}_3\text{SO}_3 + 2\text{H}_2\text{S} \rightarrow 3\text{S} + 3\text{H}_2\text{O}$ ;
  - е)  $2\text{CuI}_2 \rightarrow 2\text{CuI} + \text{I}_2$ ;
  - ж)  $\text{CuCl}_2 + \text{Na}_2\text{S} \rightarrow \text{CuS} + 2\text{NaCl}$ ;
  - з)  $\text{NH}_4\text{NO}_2 \rightarrow \text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ .
3. Какое вещество называется окислителем, а какое – восстановителем? Приведите примеры.
4. Какой процесс называется окислением, а какой – восстановлением?
5. Какие из нижеприведенных процессов представляют собой окисление, а какие – восстановление:  
 $\text{S} \rightarrow \text{SO}_3^{2-}$ ;  $\text{S} \rightarrow \text{S}^{2-}$ ;  $\text{Sn} \rightarrow \text{Sn}^{4+}$ ;  $2\text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2$ ;  
 $\text{Cl}^- \rightarrow \text{ClO}_3^-$ ;  $\text{MnO}_4^- \rightarrow \text{MnO}_2$ ;  $\text{Fe}^{3+} \rightarrow \text{Fe}^{2+}$ .

### **Лабораторная работа №9. 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], [3] 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. 9.1.

Таблица 9.1 - Результаты наблюдений окислительно-восстановительных процессов, протекающих на пластинах

Схема гальванического элемента	Уравнение процесса окисления на аноде	Уравнение процесса восстановления на катоде	Эффективное покрытие для 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. 9.3)

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>.

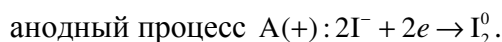
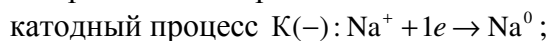
Рекомендации по выполнению задания 2 и подготовке к лабораторной работе. Подставив значения концентраций  $C_{окис} = 0,01$  моль/дм<sup>3</sup> и  $C_{восст} = 0,1$  моль/дм<sup>3</sup> в уравнение (2), с учетом стехиометрических коэффициентов получим

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

**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:  $K(-): \text{Cu}^{2+} + 2e \rightarrow \text{Cu}$ .

Массу выделившейся меди рассчитывают по формуле:

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

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

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)
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. 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?

#### **Лабораторная работа №10. Изучение химических свойств металлов**

Цель работы – развитие навыков проведения простейшего химического эксперимента, изучение химических свойств *s*-, *p*-, *d*-элементов-металлов (Mg, Al, Fe, Zn) и их соединений.

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

1. Изучить взаимодействие магния с кислотой и щелочью
2. Изучить взаимодействие алюминия с кислотой и щелочью
3. Получить гидроксид алюминия и изучить его свойства
4. Изучить взаимодействие железа с кислотой и щелочью
5. Получить гидроксид железа (II) и изучить его свойства
6. Получить гидроксид железа (III) и изучить его свойства
7. Изучить качественные реакции на ионы  $Fe^{2+}$ ,  $Fe^{3+}$
8. Изучить взаимодействие цинка с кислотой и щелочью
9. Получить гидроксид цинка и изучить его свойства
10. Изучить взаимодействие цинка с солями

#### Порядок выполнения:

1. *Изучение взаимодействия магния с кислотой и щелочью.* Поместить в две пробирки стружки магния. В одну пробирку добавить 10 капель 1М раствора серной кислоты, а другую - 10 капель 1М раствора гидроксида натрия.
2. *Изучение взаимодействия алюминия с кислотой и щелочью.* Налить в одну пробирку 10 капель 1М раствора серной кислоты, а во вторую – 10 капель 1М раствора гидроксида натрия. Опустить в них по грануле алюминия (или по кусочку алюминиевой фольги одинакового размера).
3. *Получение гидроксида алюминия и изучение его свойств.* Налить в 2 пробирки по 4-5 капель 1М раствора соли алюминия (например,  $Al_2(SO_4)_3$ ). Прибавить в обе пробирки по 4-5 капель 1М раствора гидроксида натрия NaOH. Наблюдать образование осадка. Затем в первую пробирку добавить 6-7 капель 1М раствора NaOH, а во вторую – 6-7 капель 1М раствора  $H_2SO_4$ .
4. *Изучение взаимодействия железа с кислотой и щелочью.* Поместить в две пробирки железный порошок (или стружки). В одну пробирку добавить 10 капель 1М раствора серной кислоты, а во вторую – 10 капель 1М раствора гидроксида натрия.
5. *Получение гидроксида железа (II) и изучение его свойств.* Налить в 3 пробирки по 4-5 капель 1М раствора соли железа (II) (например,  $FeSO_4$ ). Прибавить в каждую пробирку по 4-5 капель 1М раствора гидроксида натрия NaOH. Наблюдать образование осадка. Затем в первую пробирку добавить 6-7 капель 1М раствора NaOH, во вторую – 6-7 капель 1М

раствора  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , а третью оставить на некоторое время. Отметить в третьей пробирке изменение цвета осадка через некоторое время. Под действием кислорода воздуха и воды гидроксид железа (II) превращается в гидроксид железа (III).

6. *Получение гидроксида железа (III) и изучение его свойств.* Налить в 2 пробирки по 4-5 капель 1М раствора соли железа (III) (например,  $\text{FeCl}_3$ ). Прибавить в обе пробирки по 4-5 капель 1М раствора гидроксида натрия  $\text{NaOH}$ . Наблюдать образование осадка. Затем в первую пробирку добавить 6-7 капель 1М раствора  $\text{NaOH}$ , а во вторую – 6-7 капель 1М раствора  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

7. *Изучить качественные реакции на ионы  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$ .* В одну пробирку внести 5 капель 0,1 М раствора  $\text{FeSO}_4$ , а во вторую – 5 капель 0,1 М раствора  $\text{FeCl}_3$ . В первую пробирку добавьте 2-3 капли раствора  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ . Во вторую пробирку добавьте 2-3 капли раствора роданида аммония  $\text{NH}_4\text{NCS}$ .

8. *Изучение взаимодействия цинка с кислотой и щелочью.* Поместить в две пробирки по грануле цинка. В одну пробирку добавить 10 капель 1М раствора серной кислоты, а другую пробирку добавить 10 капель 1М раствора гидроксида натрия.

9. *Получение гидроксида цинка и изучение его свойств.* Налить в 2 пробирки по 6-8 капель 1М раствора соли цинка (например,  $\text{ZnSO}_4$ ). Прибавить в обе пробирки по 2 капли 1М раствора гидроксида натрия  $\text{NaOH}$ . В первую пробирку добавить избыток 1М раствора  $\text{NaOH}$ , а во вторую – избыток 1М раствора  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

10. *Изучение взаимодействия цинка с солями.* Взять три пробирки, в каждую из которых опустить по кусочку цинка. В первую пробирку на  $\frac{1}{4}$  объема прилить раствора хлорида железа (III), во вторую – сульфата меди, в третью – нитрата свинца. Что происходит на поверхности цинка?

Форма отчетности: Отчет по вышеуказанной форме (п. 9.3)

Задания для самостоятельной работы:

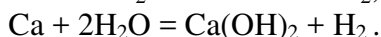
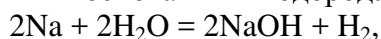
**Задание 1.** Написать уравнения реакций взаимодействия с водой следующих металлов: натрия, кальция, магния, железа.

Рекомендации по выполнению задания 1 и подготовке к лабораторной работе:

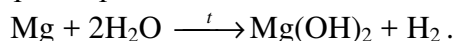
Взаимодействие металлов с водой – это окислительно-восстановительный процесс, в котором металл является восстановителем, а вода выполняет роль окислителя. Реакция протекает по схеме:



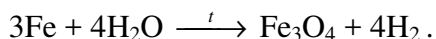
С водой при обычных условиях взаимодействуют щелочные и щелочноземельные металлы с образованием растворимых оснований и водорода:



Магний реагирует с водой при нагревании:



Железо и некоторые другие активные металлы взаимодействуют с горячим водяным паром:

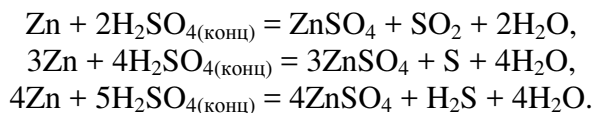


Металлы, имеющие положительные электродные потенциалы, не взаимодействуют с водой. Не взаимодействуют с водой 4d-элементы (кроме Cd), 5d-элементы и Cu (3d-элемент).

**Задание 2.** Написать уравнения реакций взаимодействия марганца, хрома, цинка и железа с серной кислотой.

Рекомендации по выполнению задания 2 и подготовке к лабораторной работе:

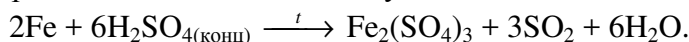
Для металлов средней активности (Mn, Cr, Zn, Fe) соотношение продуктов восстановления зависит от концентрации кислоты. Общая тенденция такова: *чем выше концентрация  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , тем глубже протекает восстановление.* Это означает, что формально каждый атом серы  $\overset{+6}{\text{S}}$  из молекул  $\text{H}_2\text{SO}_4$  может забрать у металла не только два электрона (и перейти в  $\overset{+4}{\text{S}}$ ), но и шесть электронов (и перейти в  $\overset{0}{\text{S}}$ ) и даже восемь (и перейти в  $\overset{-2}{\text{S}}$ ):



Свинец с концентрированной серной кислотой взаимодействует с образованием растворимого гидросульфата свинца (II), оксида серы (IV) и воды:



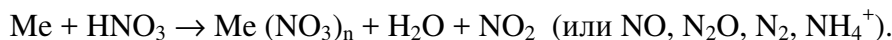
Холодная  $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц})}$  пассивирует некоторые металлы (например, железо, хром, алюминий), что позволяет перевозить кислоту в стальной таре. При сильном нагревании концентрированная серная кислота взаимодействует и с этими металлами:



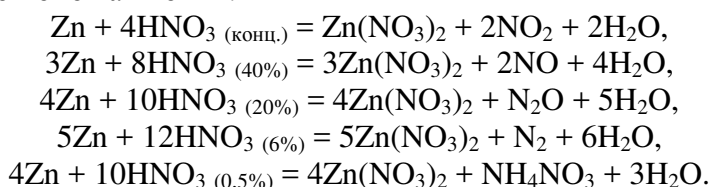
**Задание 3.** Написать уравнения реакций взаимодействия цинка, меди и железа с азотной кислотой.

Рекомендации по выполнению задания 3 и подготовке к лабораторной работе:

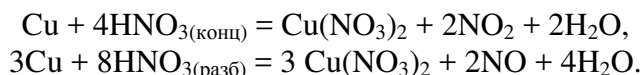
Уравнения окислительно-восстановительных реакций с участием  $\text{HNO}_3$  составляются условно, с включением только одного продукта восстановления, образующегося в большем количестве:



Например, в газовой смеси, образующейся при действии на достаточно активный металл цинк ( $\varphi_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0 = -0,76 \text{ В}$ ) концентрированной (68 %-й) азотной кислоты, преобладает –  $\text{NO}_2$ , 40 %-й –  $\text{NO}$ ; 20 %-й –  $\text{N}_2\text{O}$ ; 6 %-й –  $\text{N}_2$ . Очень разбавленная (0,5 %-я) азотная кислота восстанавливается до ионов аммония:



С малоактивным металлом медью ( $\varphi_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 = +0,34 \text{ В}$ ) реакции идут по следующим схемам:



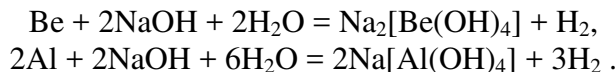
Fe начинает растворяться при нагревании:



**Задание 4.** Написать уравнения реакций взаимодействия бериллия и алюминия со щёлочью.

Рекомендации по выполнению задания 4 и подготовке к лабораторной работе:

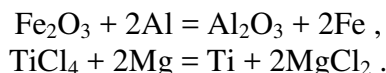
Некоторые металлы (Be, Al, Zn, Sn, Pb), которым соответствуют амфотерные гидроксиды, взаимодействуют с растворами щелочей. Растворение обычно сопровождается образованием гидроксокомплексов:



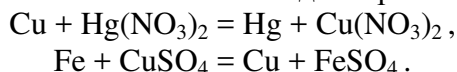
**Задание 5.** Приведите примеры реакций взаимодействия металлов с солями

Рекомендации по выполнению задания 5 и подготовке к лабораторной работе:

Более активные металлы взаимодействуют с соединениями менее активных металлов. Например:



Металлы, стоящие в электрохимическом ряду напряжений левее металла, входящего в виде катиона в состав соли, вытесняют этот металл из водных растворов их солей. Например:



#### 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. Укажите продукты взаимодействия металлов с кислотами - неокислителями (например с соляной HCl и разбавленной серной H<sub>2</sub>SO<sub>4(разб)</sub>).
2. Дайте названия продуктов взаимодействия металлов с хлором, азотом, кремнием, водородом, серой, фосфором, углеродом.
3. Напишите уравнения реакций магния с кислотой и щелочью. Укажите окислитель и восстановитель?
4. Как взаимодействуют хром и его гидроксид с серной кислотой и гидроксидом натрия?
5. Приведите реакции, подтверждающие амфотерные свойства бериллия и его гидроксида.

### **Лабораторная работа №11. Изучение комплексных соединений**

Цель работы: развитие навыков проведения простейшего химического эксперимента, изучение явления комплексообразования, свойств различных комплексных соединений

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

1. Получить анионный комплекс - тетрагидровисмутат калия
2. Получить гидроксокомплексы цинка, хрома, алюминия
3. Получить катионный комплекс – гидроксид гексааминникеля
4. Изучит поведение комплексных соединений в реакциях обмена
5. Изучить отличительные признаки двойных и комплексных солей

#### Порядок выполнения:

1. *Получение анионного комплекса (тетрагидровисмутата калия).* В пробирку к 3-4 каплям раствора хлорида висмута прибавить по каплям раствор иодида калия до выпадения темного осадка иодида висмута. Растворить этот осадок в избытке раствора иодида калия.
2. *Получение гидроксокомплексов цинка, хрома, алюминия.* В три пробирки поместить отдельно растворы солей цинка, хрома (III), алюминия и в каждую из них добавить по каплям раствор щелочи. Наблюдать вначале выпадение осадков, а затем их растворение в избытке щелочи.
3. *Получение катионного комплекса.* Получить осадок гидроксида никеля (II), внося в пробирку 3-4 капли раствора сульфата никеля и такой объем раствора едкого натра. К осадку добавить 5-6 капель раствора аммиака.
4. *Изучение поведения комплексных соединений в реакциях обмена.* В пробирку к 4-5 каплям раствора сульфата меди добавить такой же объем раствора комплексной соли K<sub>4</sub>[Fe(CN)<sub>6</sub>].
5. *Изучение отличительных признаков двойных и комплексных солей.* В одной пробирке растворить двойную соль (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>·FeSO<sub>4</sub>·6H<sub>2</sub>O (соль Мора) и разделить на 3 пробирки. В первую пробирку добавить 5-6 капель раствора сульфид натрия, во вторую - раствор хлорида бария. В третью пробирку добавить 7-8 капель 2н раствора гидроксида натрия и нагреть на водяной бане. Подержать над пробиркой лакмусовую бумажку, смоченную водой.



По изменению окраски лакмуса и по запаху определить, какой газ выделяется. В другую пробирку поместить небольшое количество раствора  $K_4[Fe(CN)_6]$ . Действием раствора сульфида аммония проверить, обнаруживаются ли ионы  $Fe^{2+}$  в комплексной соли.

Форма отчетности: Отчет по вышеприведенной форме (п. 9.3)

Задания для самостоятельной работы:

**Задание 1.** Определите, чему равна степень окисления комплексообразователя в следующих соединениях: а)  $Mg[CuI_4]$ , б)  $[Pd(NH_3)_4]SO_4$ , в)  $[Al(H_2O)_5Cl]Br_2$ .

Рекомендации по выполнению задания 1 и подготовке к лабораторной работе:

а) В соединении  $Mg[CuI_4]$  во внешней сфере находится двухзарядный катион  $Mg^{2+}$ . Суммарный заряд ионов внешней сферы и комплексного иона должен быть равен нулю. Поэтому комплексный ион имеет заряд  $-2$ :  $[CuI_4]^{2-}$ . Комплексообразователем в рассматриваемом соединении является ион меди, а лигандами - иодид-ионы  $I^-$  с зарядом  $-1$ . Сумма степени окисления  $x$  комплексообразователя и суммарного заряда всех лигандов должна равняться заряду комплексного иона:

$$x+4 \cdot (-1) = -2,$$

откуда  $x=2$ , т.е. степень окисления комплексообразователя (иона  $Cu^{2+}$ ) равна  $+2$ .

б) Соединение  $[Pd(NH_3)_4]SO_4$  является нейтральным комплексом (заряд внутренней сферы равен нулю, внешняя сфера отсутствует). Лигандами служат молекулы аммиака, имеющие нулевой заряд, и ион  $SO_4^{2-}$ . Исходя из равенства заряда комплексной частицы сумме степени окисления комплексообразователя и зарядов всех лигандов, получаем уравнение

$$x+4 \cdot 0 + (-2) = 0,$$

откуда определяем степень окисления палладия:  $x=2$ .

в) В соединении  $[Al(H_2O)_5Cl]Br_2$  во внешней сфере находятся два иона  $Br^-$ , суммарный заряд которых равен  $-2$ . Тогда, принимая во внимание, что молекула в целом электронейтральна, получаем, что заряд комплексного иона равен  $+2$ . Он складывается из искомой степени окисления алюминия и зарядов лигандов – пяти нейтральных молекул воды и иона  $Cl^-$  – в соответствии с уравнением

$$x+5 \cdot 0 + (-1) = 2,$$

откуда  $x=3$ .

**Задание 2.** Напишите формулы следующих комплексных соединений: а) тетрациано-диамминплатинат (II) калия, б) динитротетраакваалюминия (III) бромид. В ответе укажите заряд комплексного иона и координационное число комплексообразователя.

Рекомендации по выполнению задания 2 и подготовке к лабораторной работе:

а) Согласно номенклатуре комплексных соединений, лиганды перечислены в начале названия внутренней сферы. Лигандами являются четыре иона  $CN^-$  (тетрациано-) и две молекулы  $NH_3$  (диаммин-). Комплексообразователем комплексного аниона служит двухзарядный ион  $Pt^{2+}$  (-платинат (II)). Определим заряд  $z$  комплексного иона, складывающийся из степени окисления комплексообразователя и зарядов лигандов:

$$z = 2+4 \cdot (-1)+2 \cdot 0 = -2$$

Таким образом, внутренняя сфера представляет собой анион  $[Pt(CN)_4(NH_3)_2]^{2-}$ . Во внешней сфере, согласно названию соединения, находятся ионы  $K^+$ , количество которых равно 2, т.к. молекула должна иметь нулевой заряд. Получаем формулу комплексного соединения в виде  $K_2[Pt(CN)_4(NH_3)_2]$ . Общее количество лигандов равно 6. Оно определяет координационное число комплексообразователя.

б) Лигандами комплексного соединения являются два иона  $NO_2^-$  (динитро-) и четыре молекулы  $H_2O$  (тетрааква-), а комплексообразователем служит  $Al^{3+}$  (алюминия(III)). Следовательно, заряд комплексного катиона равен

$$z = 3+2 \cdot (-1)+4 \cdot 0 = +1,$$

а формулу комплексного иона можно записать в виде  $[\text{Al}(\text{NO}_2)_2(\text{H}_2\text{O})_4]^+$ . Судя по названию, во внешней сфере находятся бромид-ионы  $\text{Br}^-$ , количество которых должно быть равно 1 согласно условию электронейтральности молекулы. Формула комплексного соединения:  $[\text{Al}(\text{NO}_2)_2(\text{H}_2\text{O})_4]\text{Br}$ . По количеству лигандов (два иона  $\text{NO}_2^-$  и четыре молекулы воды) определяем, что координационное число комплексообразователя равно 6.

**Задание 3.** Определите, каким станет заряд комплексного иона  $[\text{Cd}(\text{CNS})_4]^{2-}$ , если три роданидных лиганда заменить на три молекулы аммиака.

Рекомендации по выполнению задания 3 и подготовке к лабораторной работе:

Лиганды  $\text{CNS}^-$  заряжены отрицательно, а молекулы аммиака имеют нулевой заряд. Поэтому в результате замены трех лигандов  $\text{CNS}^-$  на три молекулы  $\text{NH}_3$  заряд комплексного иона увеличится на 3 и станет равным  $-2+3=+1$  (образуется ион  $[\text{Cd}(\text{NH}_3)_3\text{CNS}]^+$ ).

**Задание 4.** Составьте координационную формулу соединения  $\text{NiBr}_2 \cdot 5\text{NH}_3$ , если координационное число комплексообразователя равно 6. В ответе укажите заряд комплексного иона.

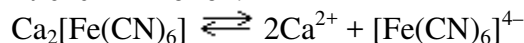
Рекомендации по выполнению задания 4 и подготовке к лабораторной работе:

В координационной формуле внутренняя сфера соединения (комплексообразователь и лиганды) должна быть записана внутри квадратных скобок, а внешняя сфера – за скобками. Комплексообразователем в данном случае служит ион  $\text{Ni}^{2+}$ . Молекулы аммиака могут находиться только в числе лигандов во внутренней сфере, т.к. они электронейтральны. Бромид-ионы  $\text{Br}^-$  могут быть лигандами или находиться во внешней сфере. По условию координационное число никеля равно шести, поэтому лигандами являются 5 молекул аммиака и один ион  $\text{Br}^-$ , а другой бромид-ион составляет внешнюю сферу комплексного соединения  $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_5\text{Br}]\text{Br}$ , в котором заряд комплексного иона равен +1.

**Задание 5.** Напишите уравнение диссоциации в водном растворе а) комплексной соли  $\text{Ca}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ , б) комплексного иона  $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_3\text{CN}]^+$ . Укажите общее количество ионов и молекул, образующихся при диссоциации

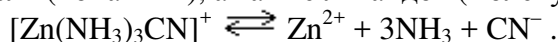
Рекомендации по выполнению задания 5 и подготовке к лабораторной работе:

а) Первичная диссоциация комплексного соединения происходит с образованием ионов внешней сферы и комплексных ионов:



При этом образуются два положительно заряженных иона  $\text{Ca}^{2+}$ .

б) Диссоциация комплексного иона (вторичная диссоциация) происходит с образованием иона комплексообразователя (иона  $\text{Zn}^{2+}$ ), а также лигандов (молекул  $\text{NH}_3$  и ионов  $\text{CN}^-$ ):



Общее количество образовавшихся частиц (молекул и ионов) равно 5.

#### Основная литература

1. Глинка, Н. Л. Общая химия : учебник для бакалавров / Н. Л. Глинка. - 19-е изд., перераб. и доп. - М. : Юрайт, 2014. - 900 с. - (Бакалавр. Базовый курс)
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. Из каких составных частей состоят комплексные соединения?
2. Укажите виды связи в комплексных соединениях.
3. Что такое координационное число? Приведите примеры.
4. Напишите по одному примеру катионного, анионного и нейтрального комплексного соединения.
5. Что показывает константа устойчивости комплексного иона?

#### **Лабораторная работа №12. Качественные реакции на катионы и анионы**

Цель работы: изучение специфических реакций открытия наиболее распространенных катионов и анионов

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

1. Открыть катион аммония  $\text{NH}_4^+$ .
2. Открыть катион кальция  $\text{Ca}^{2+}$ .
3. Открыть катион бария  $\text{Ba}^{2+}$ .
4. Открыть катион цинка  $\text{Zn}^{2+}$ .
5. Обнаружить катион хрома  $\text{Cr}^{3+}$ .
6. Открыть катион алюминия  $\text{Al}^{3+}$ .
7. Открыть катион свинца  $\text{Pb}^{2+}$ .
8. Открыть катион железа (II)  $\text{Fe}^{2+}$ .
9. Открыть катион железа (III)  $\text{Fe}^{3+}$ .
10. Открыть катион серебра  $\text{Ag}^+$ .
11. Открыть сульфат-ион  $\text{SO}_4^{2-}$ .
12. Открыть карбонат-ион  $\text{CO}_3^{2-}$ .
13. Открыть хлорид-ион  $\text{Cl}^-$ .
14. Открыть нитрат-ион  $\text{NO}_3^-$ .

#### Порядок выполнения:

*Открытие катиона аммония  $\text{NH}_4^+$ .* К 3...4 каплям раствора соли аммония добавляют 2...3 капли концентрированного раствора щелочи. Пробирку слегка нагревают и к ее отверстию подносят влажную красную лакмусовую бумагу. Бумага синееет. *Реакция специфична.*

*Открытие катиона кальция  $\text{Ca}^{2+}$ .* К 1...2 каплям раствора соли кальция добавляют 2...3 капли раствора оксалата аммония. Образуется белый осадок. Проверяют растворимость осадка в  $\text{HCl}$  и  $\text{CH}_3\text{COOH}$ .

*Открытие катиона бария  $\text{Ba}^{2+}$ .* К 1...2 каплям раствора соли бария прибавляют 2...3 капли раствора  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  и 2...3 капли раствора ацетата натрия. Выпадает желтый кристаллический осадок.

*Открытие катиона цинка  $\text{Zn}^{2+}$ .* К 2...3 каплям раствора соли цинка добавляют равный объем раствора  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ .

*Обнаружение катиона хрома  $\text{Cr}^{3+}$ .* К 2...3 каплям раствора соли  $\text{Cr}(\text{III})$  добавляют 4...5 капель 2 н раствора  $\text{NaOH}$ , 2...3 капли 3 %-ного раствора  $\text{H}_2\text{O}_2$  и нагревают до перехода окраски из зеленой в желтую. К части раствора после его охлаждения добавляют раствор  $\text{HNO}_3$  до появления оранжевой окраски. Затем приливают 6...8 капель смеси эфира с изоамиловым спиртом и 2...3 капли раствора пероксида водорода. Смесь перемешивают. Появление интенсивно-синей окраски органического слоя указывает на образование надхромовой кислоты  $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_6$ .

*Открытие катиона алюминия  $Al^{3+}$ .* Каплю раствора соли алюминия на фильтровальной бумаге обрабатывают парами аммиака и добавляют 1...2 капли 0,2 %-ного спиртового раствора ализарина. Полученное фиолетовое пятно обрабатывают уксусной кислотой до исчезновения фиолетовой окраски. Образуется розовое кольцо алюминиевого лака. Проведению реакции мешают катионы  $Fe^{3+}$ ,  $Cu^{2+}$ ,  $Cr^{3+}$ .

*Открытие катиона свинца  $Pb^{2+}$ .* К 2 каплям раствора нитрата свинца добавляют 2 капли раствора иодида калия. К образовавшемуся осадку прибавляют несколько капель воды и 2 н раствора уксусной кислоты до  $pH = 3...5$ . Нагревают на водяной бане до полного растворения осадка. При медленном охлаждении пробирки (ее погружают в холодную воду или оставляют остывать на воздухе) выпадают красивые блестящие золотисто-желтые кристаллы иодида свинца – «золотой дождь».

*Открытие катиона железа (II)  $Fe^{2+}$ .* К 2...3 каплям раствора сульфата железа (II) добавляют 2 капли гексацианоферрата (III) калия.

*Открытие катиона железа (III)  $Fe^{3+}$ .* А) К 2...3 каплям раствора сульфата железа (III) добавляют 3...4 капли дистиллированной воды, 1...2 капли соляной кислоты и 2 капли гексацианоферрата (II) калия. Образуется темно-синий осадок.

Б) В пробирку помещают 2...3 капли раствора сульфата железа (III) и прибавляют 2 капли раствора роданида калия. Появляется кроваво-красное окрашивание раствора. Добавляют несколько капель изоамилового спирта или эфира и встряхивают. Органический слой окрашивается в красный цвет.

*Открытие катиона серебра  $Ag^+$ .* К 3...4 каплям раствора  $AgNO_3$  добавляют столько же 2М  $HCl$ . Проверяют растворимость полученного осадка  $AgCl$  в  $HCl$ ,  $HNO_3$  и в растворе  $NH_4OH$ . Осадок растворяется в концентрированном растворе  $NH_4OH$ . К образовавшемуся раствору комплексной соли хлорида диамминсеребра добавляют  $HNO_3$  до  $pH = 1...2$ . Выпадает белый осадок.

*Открытие сульфат-иона  $SO_4^{2-}$ .* К 2...3 каплям раствора, содержащего сульфат-ионы, подкисленного несколькими каплями 2 М  $HCl$ , добавляют 5 капель 0,01 н раствора  $KMnO_4$  и 1...2 капли раствора  $BaCl_2$ . Затем избыток  $KMnO_4$  восстанавливают раствором пероксида водорода. При этом раствор обесцвечивается, а осадок окрашивается в розовый цвет, что служит доказательством образования осадка  $BaSO_4$ .

*Открытие карбонат-иона  $CO_3^{2-}$ .* В пробирку с газоотводной трубкой вносят 5...6 капель раствора  $Na_2CO_3$  и 5...6 капель 2 н раствора  $HCl$ . Опускают конец газоотводной трубки в пробирку с небольшим количеством известковой воды. Наблюдается помутнение раствора.

*Открытие хлорид-иона  $Cl^-$ .* В пробирку к 2...3 каплям раствора хлорида натрия добавляют 1...2 капли раствора нитрата серебра. Выпавший осадок отделяют центрифугированием. К осадку добавляют водный раствор аммиака до полного растворения. В полученном растворе открывают  $Cl^-$  ион действием 3...5 капель 2 н раствора  $HNO_3$ .

*Открытие нитрат-иона  $NO_3^-$ .* К 2...3 каплям раствора  $NaNO_3$  на стеклянной пластинке добавляют 1...2 кристалла  $FeSO_4 \cdot 7H_2O$  и каплю концентрированного раствора  $H_2SO_4$ . Вокруг кристалла появляется бурое пятно.

Форма отчетности: Отчет по вышеприведенной форме (п. 9.3)

Задание 1 для самостоятельной работы:

На основании экспериментальных наблюдений заполните таблицу 12.1.

Таблица 12.1

Изучаемый ион	Реагент	Уравнение реакции	Условия проведения	Аналитический сигнал
1	2	3	4	5

Рекомендации по выполнению задания 1:

Для составления уравнений реакций обнаружения (графа 3) рекомендуется использовать литературу [1] и [3].

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.

Контрольные вопросы для самопроверки

1. Поясните, какие реакции и почему называются специфическими; селективными; групповыми?
2. Какой метод анализа называют дробным? В чем его достоинства, недостатки?
3. Какой метод анализа называют систематическим? В чем его достоинства, недостатки?
4. Какие реакции могут быть использованы в качестве аналитических реакций? Приведите примеры.
5. Назовите и определите количественные характеристики чувствительности?

**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 – anerоид БАММ-1; шкаф ШЗ НЖ; стол химический – 6шт.; доска 3-эл комб. ДА-34 – 1шт.; системный блок Celeron 2400– 1шт.; монитор 17LG -1шт.; электропечь СНОЛ-1,6 -1 шт.; весы ВЛА-200; весы ВЛТК-500; шкаф вытяжной -2шт.; шкаф сушильный СНОЛ -3,5; шкаф Ш1-нж; прибор для иллюстрации зависимости скорости реакции от условий -3 шт.; calorиметр с мерным стаканом; прибор для опытов по химии с электрическим током; прибор для электролиза растворов солей; прибор для получения газов; выпрямитель; химическая посуда.	ЛР №1-12
	Дисплейный класс	Учебная мебель 24 ПК 15 250 / H67 / 4Gb / 500Gb / DVD-RW (монитор Sony Master E1920); Laser Jet P 3010	ЛР№5 ЛР№7 ЛР№9 ЛР№12
СР	Читальный зал №1	Учебная мебель Оборудование 10- ПК i5-2500/H67/4Gb (монитор TFT19 Samsung); принтер HP Laser Jet P2055D	-

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

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

№ компетенции	Элемент компетенции	Раздел	Тема	ФОС
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. Строение атома и Периодическая система химических элементов Д.И.Менделеева	Тест к зачету
			1.2. Химическая связь и строение молекул	Тест к зачету
			1.3. Водные растворы и электролитическая диссоциация	Тест к зачету
		2. Физическая и коллоидная химия	2.1. Основы химической термодинамики	Тест к зачету
			2.2. Основы химической кинетики. Химическое равновесие.	Тест к зачету
			2.3. Коллигативные свойства растворов	Тест к зачету
			2.4. Основы коллоидной химии	Тест к зачету
			2.5. Основы электрохимии	Тест к зачету
		3. Аналитическая химия	3.1. Качественный химический анализ	Тест к зачету
			3.2. Количественный химический анализ	Тест к зачету
		4. Высокмолекулярные соединения (ВМС)	4.1. Общие сведения о высокомолекулярных соединениях (полимерах)	Тест к зачету
			4.2. Строение и свойства важнейших синтетических полимеров	Тест к зачету

**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 дисциплин в профессиональной деятельности, применять методы математического анализа и математического	<p><b>1.1</b> Периодический закон и периодическая система Д.И.Менделеева. Периоды, семейства, группы. Привести примеры.</p> <p><b>1.2</b> Порядковый номер элемента. Закон 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</p>	1. Общая и неорганическая химия

		(компьютерного) моделирования, теоретического и экспериментального исследования	<p>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>2.7</b> Теория катализа. Гомогенный и гетерогенный катализ. Катализаторы и ингибиторы.</p> <p><b>2.8</b> Химическое равновесие и его смещение. Привести пример.</p> <p><b>2.9</b> Свойства растворов неэлектролитов: законы Вант-Гоффа и Рауля.</p>	<b>2.</b> Физическая и коллоидная химия



		<p>Изотонический коэффициент.</p> <p><b>2.10</b> Понятие об электродных потенциалах, их измерение. Стандартный электрод. Формула Нернста.</p> <p><b>2.11</b> Ряд относительных стандартных потенциалов.</p> <p><b>2.12</b> Гальванический элемент как химический источник электрического тока. Привести пример.</p> <p><b>2.13</b> Электролиз растворов и расплавов. Законы электролиза.</p> <p><b>2.14</b> Электродные процессы при электролизе. Привести примеры.</p> <p><b>2.15</b> Коррозия металлов. Основные виды коррозии. Привести примеры.</p> <p><b>2.16</b> Методы защиты металлов от коррозии. Привести примеры.</p> <p><b>2.17</b> Дисперсные системы: классификация и методы получения. Привести примеры.</p> <p><b>2.18</b> Мицеллярная теория образования коллоидных растворов.</p> <p><b>2.19</b> Молекулярно-кинетические и оптические свойства дисперсных систем.</p> <p><b>2.19.</b> Коагуляция и устойчивость дисперсных систем. Привести примеры.</p>	
3		<p><b>3.1</b> Качественный анализ: аналитический сигнал и его виды. Привести примеры.</p> <p><b>3.2</b> Кислотно-основное титрование.</p> <p><b>3.3.</b> Окислительно-восстановительное титрование,</p> <p><b>3.4.</b> Гравиметрический анализ</p> <p><b>3.5.</b> Колориметрический анализ.</p> <p><b>3.6.</b> Электрохимические методы анализа.</p>	<b>3.</b> Аналитическая химия
4		<p><b>4.1</b> Классификация полимеров. Привести примеры.</p> <p><b>4.2</b> Строение полимеров.</p> <p><b>4.3.</b> Свойства полимеров. Привести примеры.</p>	<b>4.</b> 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> (ОПК-1):</p> <p>– применять полученные знания по химии при изучении других дисциплин, выделять химическую составляющую в прикладных</p>	<b>зачтено</b>	<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 <b>выше среднего</b>;</p>

		простейшего химического эксперимента выше среднего.
<p>задачах в профессиональной деятельности;</p> <p><b>Владеть (ОПК-1):</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>– навыками проведения химического эксперимента, способностью работать на современной аппаратуре для проведения эксперимента.</li> </ul>	<b>не зачтено</b>	<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>

#### 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 особенности ковалентной, ионной и металлической связи;
  - квантово-механическое объяснение возникновения ковалентной связи;
  - понятия: длина и энергия связи;
  - способы получения и свойства важнейших металлических материалов;
  - классификацию растворов по разным признакам;
  - способы выражения количественного состава растворов;
  - механизм процесса электролитической диссоциации, закономерности диссоциации слабых электролитов;
  - 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;
- производить расчеты рН и рОН в растворах кислот и оснований;  
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;
- причины возникновения тепловых эффектов, 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;
- механизм возникновения электродного потенциала, виды электродов, уравнение Нернста.

Обучающиеся *должны уметь*:

- объяснять сущность процессов, протекающих в гальванических элементах; механизм электрохимической 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:

- классификацию методов анализа;
- реакции обнаружения катионов и анионов;
- применение методов качественного и количественного анализа для исследования материалов.

Обучающиеся *должны уметь*:

- проводить качественный анализ катионов и анионов;

Обучающиеся *должны владеть*:

- навыками проведения химического эксперимента;
- способностью работать на современной аппаратуре для проведения 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;
- способностью работать на современной аппаратуре для проведения 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:** добиться усвоения студентами основных 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 специалистам создавать соединения, составы и материалы с требуемым набором свойств, а также исследовать и анализировать эти материалы.

### 2. Структура дисциплины

2.1 Распределение трудоемкости по отдельным видам учебной работы, включая самостоятельную работу: ЛК - 18 ч.; ЛР - 36 ч.; СР - 54 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 следующей компетенции: ОПК-1 – способность использовать основные законы естественнонаучных дисциплин в профессиональной деятельности, применять методы математического анализа и математического (компьютерного) моделирования, теоретического и экспериментального исследования.

### 4. Вид промежуточной аттестации: 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. Строение атома и Периодическая система химических элементов Д.И.Менделеева	ЛР№1, ЛР№3, ЛР№10, 1к, тест
			1.2. Химическая связь и строение молекул	ЛР№11, тест
			1.3. Водные растворы и электролитическая диссоциация	ЛР№6, ЛР№7, ЛР№8, 1к, тест
		2. Физическая и коллоидная химия	2.1. Основы химической термодинамики	ЛР№4, 1к, тест
			2.2. Основы химической кинетики. Химическое равновесие	ЛР№5, 1к, тест
			2.3. Коллигативные свойства растворов	тест
			2.4. Основы коллоидной химии	тест
			2.5. Основы электрохимии	ЛР№9, 1к, тест
		3. Аналитическая химия	3.1. Качественный химический анализ	ЛР№12, тест
			3.2. Количественный химический анализ	ЛР№2, тест
4. Высокомолекулярные соединения (ВМС)	4.1. Общие сведения о высокомолекулярных соединениях (полимерах)	тест		
	4.2. Строение и свойства важнейших синтетических полимеров	тест		

### 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 задачах в профессиональной деятельности;	<b>зачтено</b>	– знание теоретического и практического контролируемого материала по химии выше среднего (60-100%); – демонстрация умений и навыков решения типовых заданий выше среднего (60-100%); – умение ясно, четко, логично и грамотно излагать собственные мысли, делать выводы выше среднего (60-100%); – владение элементарными навыками проведения простейшего химического эксперимента выше среднего (60-100%).
	<b>незачтено</b>	– знание теоретического и практического контролируемого материала по химии ниже среднего (менее 60%);

<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>		<ul style="list-style-type: none"> <li>– демонстрация умений и навыков решения типовых заданий ниже среднего (менее 60%);</li> <li>– умение ясно, четко, логично и грамотно излагать собственные мысли, делать выводы ниже среднего (менее 60%);</li> <li>– владение элементарными навыками проведения простейшего химического эксперимента ниже среднего (менее 60%).</li> </ul>
---	--	---

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 2017 года: и учебным планом ФГБОУ ВО «БрГУ» для очной формы обучения от «04» апреля 2017 г. №203

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

**Программу составила:**

Варданын 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. Варданын

СОГЛАСОВАНО:

Начальник  
учебно-методического управления

\_\_\_\_\_

Г.П. Нежевец

Регистрационный № \_\_\_\_\_

(методический отдел)