

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 (ОБЩАЯ)

Б1.В.ДВ.04.02

НАПРАВЛЕНИЕ ПОДГОТОВКИ

11.03.02 Инфокоммуникационные технологии и системы связи

ПРОФИЛЬ ПОДГОТОВКИ

Многоканальные телекоммуникационные системы

Программа академического бакалавриата

Квалификация (степень) выпускника: бакалавр

1. ПЕРЕЧЕНЬ ПЛАНИРУЕМЫХ РЕЗУЛЬТАТОВ ОБУЧЕНИЯ ПО ДИСЦИПЛИНЕ, СООТНЕСЕННЫХ С ПЛАНИРУЕМЫМИ РЕЗУЛЬТАТАМИ ОСВОЕНИЯ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЙ ПРОГРАММЫ	3
2. МЕСТО ДИСЦИПЛИНЫ В СТРУКТУРЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЙ ПРОГРАММЫ	3
3. РАСПРЕДЕЛЕНИЕ ОБЪЕМА ДИСЦИПЛИНЫ	4
3.1 Распределение объема дисциплины по формам обучения.....	4
3.2 Распределение объема дисциплины по видам учебных занятий и трудоемкости	4
4. СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ	5
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 Семинары / практические занятия	8
4.5. Контрольные мероприятия: курсовой проект (курсовая работа), контрольная работа, РГР, реферат	8
5. МАТРИЦА СООТНЕСЕНИЯ РАЗДЕЛОВ УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ К ФОРМИРУЕМЫМ В НИХ КОМПЕТЕНЦИЯМ И ОЦЕНКЕ РЕЗУЛЬТАТОВ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ	9
6. ПЕРЕЧЕНЬ УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОГО ОБЕСПЕЧЕНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ ОБУЧАЮЩИХСЯ ПО ДИСЦИПЛИНЕ.....	10
7. ПЕРЕЧЕНЬ ОСНОВНОЙ И ДОПОЛНИТЕЛЬНОЙ ЛИТЕРАТУРЫ, НЕОБХОДИМОЙ ДЛЯ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ.....	10
8. ПЕРЕЧЕНЬ РЕСУРСОВ ИНФОРМАЦИОННО – ТЕЛЕКОММУНИКАЦИОННОЙ СЕТИ «ИНТЕРНЕТ» НЕОБХОДИМЫХ ДЛЯ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ	12
9. МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ДЛЯ ОБУЧАЮЩИХСЯ ПО ОСВОЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ.....	12
9.1 Методические указания по подготовке и выполнению лабораторных работ.....	13
10. ПЕРЕЧЕНЬ ИНФОРМАЦИОННЫХ ТЕХНОЛОГИЙ, ИСПОЛЬЗУЕМЫХ ПРИ ОСУЩЕСТВЛЕНИИ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОГО ПРОЦЕССА ПО ДИСЦИПЛИНЕ	43
11. ОПИСАНИЕ МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКОЙ БАЗЫ, НЕОБХОДИМОЙ ДЛЯ ОСУЩЕСТВЛЕНИЯ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОГО ПРОЦЕССА ПО ДИСЦИПЛИНЕ	43
Приложение 1. Фонд оценочных средств для проведения промежуточной аттестации обучающихся по дисциплине.....	44
Приложение 2. Аннотация рабочей программы дисциплины	50
Приложение 3. Протокол о дополнениях и изменениях в рабочей программе	51
Приложение 4. Фонд оценочных средств для текущего контроля успеваемости по дисциплине.....	52

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

Вид деятельности выпускника

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

Цель дисциплины – изучение фундаментальных законов химии с позиций современной науки.

Задачи дисциплины

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

Код компетенции	Содержание компетенции	Перечень планируемых результатов обучения по дисциплине
ОПК-7	готовность к контролю соблюдения и обеспечения экологической безопасности	знать: – основные законы химии, свойства химических элементов и их соединений, составляющих основу радиоматериалов; уметь: – применять полученные знания по химии радиоматериалов для обеспечения экологической безопасности в профессиональной деятельности; владеть: – основными методами теоретического и экспериментального исследования.
ПК-17	способность применять современные теоретические и экспериментальные методы исследования с целью создания новых перспективных средств электросвязи и информатики	знать: – основные методы, способы и средства получения, хранения, переработки информации; уметь: – выполнять эксперименты на действующих объектах по заданным методикам и обрабатывать результаты с применением современных информационных технологий и технических средств; владеть: – навыками применения современных теоретических и экспериментальных методов исследования в профессиональной деятельности.

2. МЕСТО ДИСЦИПЛИНЫ В СТРУКТУРЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЙ ПРОГРАММЫ

Дисциплина Б1.В.ДВ.04.02 Химия (общая) относится к базовой части. Дисциплина базируется на знаниях, полученных при изучении основных общеобразовательных программ.

Дисциплина Химия (общая) представляет собой основу для изучения дисциплины Безопасность жизнедеятельности.

Такое системное междисциплинарное изучение направлено на достижение требуемого

3. РАСПРЕДЕЛЕНИЕ ОБЪЕМА ДИСЦИПЛИНЫ

3.1. Распределение объема дисциплины по формам обучения

Форма обучения	Курс	Семестр	Трудоемкость дисциплины в часах						Курсовая работа (проект), контрольная работа, реферат, РГР	Вид промежуточной аттестации
			Всего часов	Аудиторных часов	Лекции	Лабораторные работы	Семинары Практические занятия	Самостоятельная работа		
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11
Очная	1	2	108	36	18	18	-	72	-	зачет
Заочная	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-
Заочная (ускоренное обучение)	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-
Очно-заочная	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-

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
I. Контактная работа обучающихся с преподавателем (всего)	36	26	36
Лекции (Лк)	18	8	18
Лабораторные работы (ЛР)	18	18	18
II. Самостоятельная работа обучающихся (СР)	72	-	72
Подготовка к лабораторным работам	60	-	60
Подготовка к зачету в течение семестра	12	-	12
III. Промежуточная аттестация 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:

№ раздела и темы	Наименование раздела и тема дисциплины	Трудоемкость, (час.)	Виды учебных занятий, включая самостоятельную работу обучающихся и трудоемкость; (час.)		
			учебные занятия		самостоятельная работа обучающихся
			лекции	лабораторные работы	
1	2	3	4	5	6
1.	Общая и неорганическая химия	33	7	10	16
1.1.	Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д.И.Менделеева в свете теории строения атома	12	2	4	6
1.2.	Химическая связь и строение молекул	7	1	2	4
1.3.	Общие свойства растворов	14	4	4	6
2.	Физическая и коллоидная химия	31	7	8	16
2.1.	Основы химической термодинамики	8	2	2	4
2.2.	Основы химической кинетики	10	2	2	6
2.3.	Основы электрохимии	13	3	4	6
3.	Аналитическая химия	22	2	-	20
3.1.	Аналитический сигнал и его виды	11	1	-	10
3.2.	Количественный химический анализ	11	1	-	10
4.	Высокомолекулярные соединения (ВМС)	22	2	-	20
4.1.	Общие сведения о высокомолекулярных соединениях (полимерах)	11	1	-	10
4.2.	Строение и свойства важнейших синтетических полимеров	11	1	-	10
ИТОГО		108	18	18	72

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
1. Общая и неорганическая химия			2
1.1.	Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д.И.Менделеева в свете теории строения атома	Поиски основы классификации химических элементов до открытия Периодического закона. Сущность Периодического закона. Предсказание Д.И.Менделеевым свойств неизвестных элементов. Современная интерпретация Периодического закона. Строение Периодической системы химических элементов Д.И.Менделеева. Изменение кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств элементов и их соединений в группах и периодах. Экспериментальные основы современной теории	лекция-беседа (1 час.)

		<p>строения атома. Ядро и электронная оболочка. Модели строения атома, их внутренние противоречия. Дуализм в поведении микрочастиц. Квантово-механическая модель строения атома. Квантовые числа и их смысл. Принцип Паули и емкость электронных оболочек. Правило Хунда и порядок заполнения атомных орбиталей. Принцип наименьшей энергии и устойчивость атома. Правило Клечковского и строение электронных оболочек атома. Электронные и графические формулы атомов и ионов.</p> <p>Периодичность изменения в периодах и группах потенциалов ионизации, сродства к электрону, радиусов атомов и ионов. Общенаучное значение Периодического закона Д.И.Менделеева.</p>	
1.2.	Химическая связь и строение молекул	<p>Механизмы образования химической связи: обменный и донорно-акцепторный. Объяснение ковалентной связи с точки зрения метода валентных связей (ВС). Понятие гибридизации атомных орбиталей. Характер химической связи в комплексных соединениях. Строение и устойчивость комплексных ионов.</p>	лекция-беседа (0,5 час.)
1.3.	Общие свойства растворов	<p>Растворы как гомогенные системы. Классификация растворов. Способы выражения состава растворов. Законы Рауля и Вант-Гоффа для разбавленных растворов неэлектролитов и электролитов. Изотонический коэффициент. Электролитическая диссоциация. Степень и константа диссоциации. Закон разбавления Оствальда. Электролитическая диссоциация воды. Понятие pH. Электролитическая диссоциация кислот оснований и солей. Гидролиз солей. Степень и константа гидролиза.</p>	лекция-беседа (0,5 час.)
2. Физическая и коллоидная химия			2
2.1.	Основы химической термодинамики	<p>Первое начало термодинамики. Закон Гесса как следствие первого начала термодинамики. Следствия из закона Гесса.</p> <p>Второе и третье начало термодинамики. Энтропия как критерий самопроизвольности процесса. Характеристические функции: энергия Гельмгольца, энергия Гиббса.</p> <p>Направление протекания химических процессов.</p>	лекция-беседа (0,5 час.)
2.2.	Основы химической кинетики	<p>Скорость химической реакции и факторы, влияющие на нее. Закон действующих масс. Правило Вант Гоффа. Энергия активации. Теория катализа.</p> <p>Химическое равновесие и его смещение при изменении условий. Принцип Ле-Шателье, его практическое значение.</p>	лекция-беседа (0,5 час.)
2.3.	Основы электрохимии	<p>Основные направления развития современной электрохимии. Механизм возникновения электродного потенциала. Факторы, от которых</p>	лекция-беседа (1 час.)

		зависит величина электродного потенциала. Стандартный водородный электрод и водородный нуль отсчета потенциалов. Измерение потенциалов металлов. Таблицы стандартных восстановительных потенциалов и их использование для оценки возможности протекания окислительно-восстановительных реакций. Гальванический элемент как химический источник электрического тока. Катодные и анодные процессы в гальваническом элементе. Электродвижущая сила гальванического элемента, ее расчет. Промышленные источники тока: сухие элементы, аккумуляторы, топливные элементы. Электролиз растворов и расплавов. Катодные и анодные процессы при электролизе. Электролитическое получение металлов. Законы Фарадея и их практическое применение. Коррозия металлов и ее виды. Методы защиты металлов от коррозии. Тенденции развития современной неорганической химии в направлении создания наноматериалов и покрытий на их основе для защиты от коррозии.	
3. Аналитическая химия			2
3.1.	Аналитический сигнал и его виды	Теоретические основы качественного химического анализа: термины и определения. Качественные реакции на катионы и анионы.	лекция-беседа (1 час.)
3.2.	Количественный химический анализ	Методы количественного химического анализа и их теоретические основы. Кислотно-основное, окислительно-восстановительное титрование. Гравиметрия. Колориметрия. Электрохимические методы анализа. Оптические методы анализа.	лекция-беседа (1 час.)
4. Высокмолекулярные соединения (ВМС)			2
4.1	Общие сведения о высокомолекулярных соединениях (полимерах)	Природные, синтетические и искусственные полимеры. Методы получения синтетических полимеров: полимеризация и поликонденсация. Важнейшие полимерные конструкционные материалы, применяемые в энергетике.	лекция-беседа (1 час.)
4.2	Строение и свойства важнейших синтетических полимеров	Зависимость свойств полимеров от их состава и структуры. Полимерные смолы: полиэтилен, полипропилен, полибутадиен, полиизопрен, поливинилхлорид, политетрафторэтилен, свойства и применение. Поликонденсационные смолы: фенолформальдегидная, эпоксидная, свойства и применение.	лекция-беседа (1 час.)

4.3 Лабораторные работы

<i>№ п/п</i>	<i>Номер раздела дисциплины</i>	<i>Наименование лабораторной работы</i>	<i>Объем (час.)</i>	<i>Вид занятия в интерактивной, активной, инновационной формах, (час.)</i>
1	1.	Изучение основных классов неорганических соединений	2	Лабораторная работа исследовательского типа (2 час.)
2	1.	Строение атома и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева	2	Дискуссия (2 час.)
3	2.	Определение теплового эффекта реакции нейтрализации	2	Лабораторная работа исследовательского типа (2 час.)
4	2.	Определение скорости химической реакции	2	Лабораторная работа исследовательского типа (2 час.)
5	1.	Изучение электролитической диссоциации и реакций в растворах электролитов	2	Лабораторная работа исследовательского типа (2 час.)
6	1.	Изучение окислительно-восстановительных реакций	2	Лабораторная работа исследовательского типа (2 час.)
7	2.	Изучение электрохимических процессов	2	Лабораторная работа исследовательского типа (2 час.)
8	2.	Изучение химических свойств металлов	2	Лабораторная работа исследовательского типа (2 час.)
9	1.	Изучение комплексных соединений	2	Лабораторная работа исследовательского типа (2 час.)
ИТОГО			18	18

4.4. Семинары/ практические занятия

Учебным планом не предусмотрено

4.5. Контрольные мероприятия: курсовой проект (курсовая работа), контрольная работа, РГР, реферат

Учебным планом не предусмотрено

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

<i>№, наименование разделов дисциплины</i>	<i>Компетенции</i>	<i>Кол-во часов</i>	<i>Компетенции</i>	Σ <i>комп.</i>	t_{cp} , час	<i>Вид учебной работы</i>	<i>Оценка результатов</i>
			<i>ПК-17</i>				
1		2	3	4	5	6	7
1. Общая и неорганическая химия		33	+	1	33	Лк, ЛР, СР	тесты, зачет
2. Физическая и коллоидная химия		31	+	1	31	Лк, ЛР, СР	тесты, зачет
3. Аналитическая химия		22	+	1	22	Лк, СР	тесты, зачет
4. Высокомолекулярные соединения (ВМС)		22	+	1	22	Лк, СР	тесты, зачет
<i>всего часов</i>		108	108	1	108		

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

1. Варданян, М. А. Химия : лабораторный практикум для технических направлений подготовки бакалавриата / М. А. Варданян, С. Ф. Лапина/ под ред. М. А. Варданян - Братск : БрГУ, 2015. - 154 с. – с. 3-152
2. Русина О.Б. Химия: методические указания для подготовки студентов к текущему и итоговому контролю. – Братск: ГОУ ВПО «БрГУ», 2012. – 155 с. – с.5 - 153
3. Металлы: учебное пособие/ Т.А. Донская, М.А. Варданян, С.Ф. Лапина, Н.П. Космачевская. – Братск, ГОУ ВПО «БрГУ», 2008. – 68с. – с.3 - 65

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

№	Наименование издания <i>автор, заглавие, выходные данные)</i>	Вид учебной работы	Кол-во экз. в библиотеке, шт.	Обеспеченность
1	2	3	4	5
Основная литература				
1	Глинка, Н. Л. Общая химия : учебник для бакалавров / Н. Л. Глинка. - 19-е изд., перераб. и доп. - М. : Юрайт, 2014. - 900 с. - (Бакалавр. Базовый курс).	Лк, ЛР, СР	101	1
2	Коровин Н.В. Общая химия: учебник для вузов/Н.В. Коровин. – изд. 9-е. изд., перераб. – М.: Высш. шк., 2007. – 557 с.	Лк, СР	15	0,75
Дополнительная литература				
3	Варданян, М. А. Химия : лабораторный практикум для технических направлений подготовки бакалавриата / М. А. Варданян, С. Ф. Лапина/ под ред. М. А. Варданян - Братск : БрГУ, 2015. - 154 с.	ЛР, СР	47	1
4	Металлы : учебное пособие / Т. А. Донская, М. А. Варданян [и др.]. - Братск : БрГУ, 2008. - 65 с. http://ecat.brstu.ru/catalog/Учебные%20и%20учебно-методические%20пособия/Химия/Донская%20Т.А.%20Металлы.Учеб.пособие.2008.pdf	ЛР, СР	81	1
5	Русина О.Б. Химия: методические указания для подготовки студентов к текущему и итоговому контролю. – Братск: ГОУ ВПО «БрГУ», 2012. – 116 с. http://ecat.brstu.ru/catalog/Учебные%20и%20учебно-методические%20пособия/Химия/Русина%20О.Б.%20Химия.%20Методические%20указания%20для%20подготовки%20к%20текущему%20и%20итоговому%20контролю(Тесты).2012.pdf	СР	101	1
6	Неорганическая химия. Часть 1. Теоретические основы химии: Учебное пособие / Сибирский федеральный университет. – Красноярск: Сибирский федеральный университет (3-е изд.),	Лк	1(ЭУ)	1

	2007. – 119 с. http://window.edu.ru/resource/720/60720			
7	Общая и неорганическая химия: Справочное пособие для студентов 1 курса.- Гропянов В.М., Михайлова И.С., Хотемлянская Д.Л., Луканина Т.Л.- 2005г.- 77 с. http://window.edu.ru/resource/207/76207/files/obshin_eorg.pdf	СР	1(ЭУ)	1
8	Химический минимум. Классы неорганических соединений. Строение вещества. Растворы (для самостоятельной работы студентов): Учебное пособие.- Луканина Т.Л., Овчинникова Т.Т.- 2010г. – 128 с. http://window.edu.ru/resource/203/76203/files/LAST_METH_GRIF.pdf	СР	1(ЭУ)	1

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

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

9. МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ДЛЯ ОБУЧАЮЩИХСЯ ПО ОСВОЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ

Преподавание дисциплины Химия (общая) 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 и программы Визуальной студии тестирования (VTS). Количество тестовых заданий, выдаваемых каждому обучающемуся в рамках одного контроля, в зависимости от объема раздела составляет от 20 до 30. Подготовку к тестированию рекомендуется проводить с использованием учебно-методической литературы [5].

Во время тестирования необходимо помнить следующее:

- в первую очередь выполнять те задания, которые кажутся более легкими;
- прежде чем отвечать на задание, нужно внимательно прочитать его 2...3 раза, чтобы правильно понять содержание;
- при решении расчетных задач использовать калькулятор;
- задания не переписывать, а сразу давать ответ;
- стараться закончить тестирование до того, как закончится отведенное на него время, чтобы иметь возможность проверить работу.

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

- *зачет*. К сдаче зачета допускаются студенты, которые выполнили лабораторные работы и сдали отчеты по ним, набрали в течение изучения дисциплины не менее 30 баллов. Зачет организуется на базе банка тестовых заданий и может быть проведен как в письменном виде в аудитории, так и в дисплейном классе с использованием программы Визуальной студии тестирования (VTS). Количество заданий, выдаваемых каждому студенту в рамках промежуточного контроля, составляет не менее 25.

Также в процессе обучения химии используются современные технологии и формы организации учебного процесса, такие как *лекции-беседы*, *электронные учебные пособия*, *интернет-ресурсы*, а для оценки учебных достижений обучающихся используется *балльно-рейтинговая система*.

Рейтинговые баллы

<i>Вид учебной деятельности</i>	<i>Рейтинговые баллы</i>	<i>Кол-во</i>	<i>Суммарный балл</i>
Текущая учебная работа			

Посещение лекций	0 - 0,5	9	4,5
Наличие конспекта лекций	0 - 0,5	9	4,5
Готовность к лабораторной работе	0 - 0,5	9	4,5
Отчет по лабораторной работе	0 - 0,5	9	4,5
Самостоятельное изучение 4 тем и составление конспектов: 1. Аналитический сигнал и его виды; 2. Количественный химический анализ; 3. Общие сведения о высокомолекулярных соединениях (полимерах); 4. Строение и свойства важнейших синтетических полимеров	0 - 5,0 0 - 5,0 0 - 6,0 0 - 6,0	4	22
ВСЕГО по текущей работе			40,0
Текущие проверочные работы			
Текущий тестовый контроль №1, №2 с использованием технических средств обучения и программы Визуальной студии тестирования (VTS)	0 - 10,0	2	20,0
ВСЕГО по проверочным работам			20,0
Зачет			
Зачет	0 - 40	1	40,0
ИТОГО			100,0

9.1. Методические указания по подготовке и выполнению лабораторных работ

Лабораторная работа по химии – это один из основных видов учебных занятий, направленный на экспериментальное подтверждение теоретических положений и формирование практических умений. Систематическое и аккуратное выполнение всей совокупности лабораторных работ по дисциплине Химия (общая) 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 (общая);
- 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. При подготовке к работе обучающимся рекомендуется придерживаться следующего плана:

- прочитать название работы, выяснить, какова цель лабораторной работы, какой химический закон или явление изучаются в данной работе и каким методом она проводится;
- прочитать 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 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 гидроксокарбоната меди, закрыть ее газоотводной трубкой. Во вторую пробирку налить дистиллированной воды и 2–4 капли нейтрального раствора лакмуса. Конец газоотводной трубки опустить в воду во второй пробирке. Осторожно нагреть пробирку до появления черного осадка основного оксида. Отметить изменение окраски лакмуса. Осадок в пробирке оставить для следующего опыта.
- 2. Получение средней соли.* К полученному в опыте 1 осадку в пробирке прибавить 2 н раствор серной кислоты до растворения осадка. Отметить появление характерного для данной соли окрашивания.
- 3. Изучение взаимодействия основного оксида с водой.* Небольшое количество оксида магния взболтать в пробирке с водой. Прибавить спиртовой раствор фенолфталеина. Пронаблюдать за изменением окраски индикатора.
- 4. Получение гидроксидов кобальта и хрома.* В одну пробирку налить 5–10 капель 2 н раствора хлорида кобальта (II), в другую столько же 2 н раствора сульфата хрома. В обе пробирки добавить равное количество раствора щелочи. Отметить появление осадков и указать их цвет. Осадки оставить для опыта 5.
- 5. Изучение свойств основного и амфотерного оксидов.* Полученные в опыте 4 осадки разделить на 2 части. К одной из них добавить раствор соляной кислоты, к другой – избыток раствора щелочи. Путем наблюдения выяснить, в каких случаях растворился осадок.
- 6. Изучение взаимодействия соли с металлом.* Опустить в раствор сульфата меди железный гвоздь и пронаблюдать за появлением налета на нем. Отметить окраску налёта.
- 7. Изучение взаимодействия кислоты с солью.* К раствору нитрата серебра добавить раствор соляной кислоты. Отметить появление осадка.
- 8. Изучение взаимодействия кислоты со щелочью.* В пробирку налить 1 мл 2 н раствора гидроксида натрия и 1–2 капли фенолфталеина и прибавить по каплям 2 н раствор соляной кислоты до исчезновения малиновой окраски.
- 9. Получение кислой соли.* В пробирку, снабженную газоотводной трубкой, поместить карбонат кальция и налить 2 н раствор соляной кислоты. Выделившийся газ пропустить через раствор гидроксида кальция. Пронаблюдать за образованием осадка нормальной соли и дальнейшим растворением осадка вследствие образования кислой соли.
- 10. Получение основной соли.* К 2 н раствору сульфата меди по каплям прибавить 10%-й раствор аммиака до образования осадка основной соли.

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

Задания для самостоятельной работы:

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

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

Рекомендации по выполнению задания 1 и подготовке к лабораторной работе:

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

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

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

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

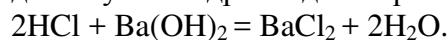
Таким образом, только кислотные оксиды находятся в ответе 3.

Задание 2. Какая пара веществ реагирует с гидроксидом бария?

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

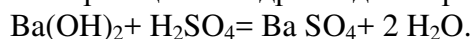
Рекомендации по выполнению задания 2 и подготовке к лабораторной работе:

Соляная кислота HCl взаимодействует с гидроксидом бария:

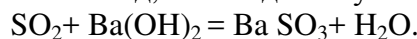


Оксид меди (II) CuO – основной оксид, основания с основными оксидами не взаимодействуют.

Серная кислота H₂SO₄ вступает в реакцию с гидроксидом бария:

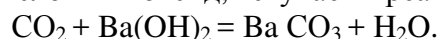


Оксид серы (IV) SO₂ – кислотный оксид, взаимодействует с основаниями:



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

Оксид углерода (IV) CO₂ – кислотный оксид, вступает в реакцию с гидроксидом бария:



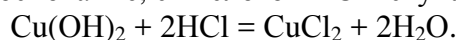
Таким образом, с гидроксидом бария реагирует пара веществ, указанных в ответе 2.

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)₂ – основание, с кислотой HCl вступает в реакцию:

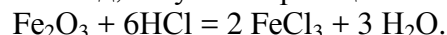


Серебро Ag стоит в ряду напряжений после водорода, в реакцию с соляной кислотой не вступает.

Карбонат кальция CaCO₃ реагирует с соляной кислотой:



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

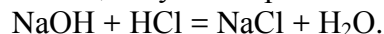


Аммиак NH₃ – газ, проявляет свойства основания, взаимодействует с кислотой:



Сульфат натрия Na₂SO₄ – соль, с соляной кислотой в реакцию не вступает.

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



Оксид серы (VI) SO₃ – кислотный оксид, с кислотой в реакцию не вступает.

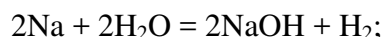
Таким образом, соляная кислота реагирует с веществами, указанными в ответе 2.

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

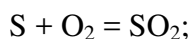
Рекомендации по выполнению задания 4 и подготовке к лабораторной работе:

Гидросульфит натрия NaHSO₃ – кислая соль сернистой кислоты. Основываясь на генетической связи между классами неорганических соединений, последовательность реакций для получения этой соли можно представить следующим образом:

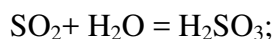
- 1) щелочной металл натрий взаимодействует с водой с образованием щёлочи и выделением водорода:



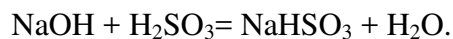
- 2) неметалл сера окисляется в кислотный оксид:



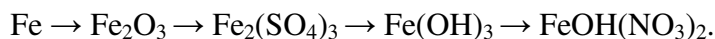
3) при взаимодействии оксида серы (IV) образуется сернистая кислота:



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

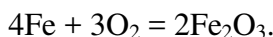


Задание 5. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

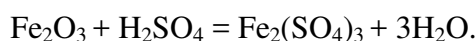


Рекомендации по выполнению задания 5 и подготовке к лабораторной работе:

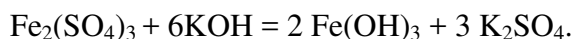
Окисляя железо, получаем оксид железа (III):



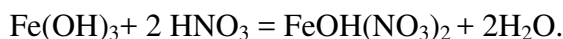
Действуя на оксид железа (III) серной кислотой, получаем среднюю соль – сульфат железа (III):



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



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



Основная литература

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

Дополнительная литература

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

Контрольные вопросы для самопроверки

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

- а) на ортофосфат кальция;
- б) сульфат натрия?

Напишите уравнения соответствующих реакций.

Лабораторная работа №2. 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 2.1, 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 2.1 – Варианты задания

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

Форма отчетности: Отчет должен содержать письменные ответы на вопросы для подготовки к дискуссии, решение своего варианта вышеприведенного задания.

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 K ($n = 1$) 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 p-элементы (при $n \geq 2$). Таким образом, электронная конфигурация атома олова **Sn** – [Kr]4d¹⁰5s²5p².

Задание 4. Запишите электронную конфигурацию двухзарядного положительного иона олова **Sn²⁺** и четырехзарядного **Sn⁴⁺**. Как соотносятся энергии ионизации у этих ионов и их радиусы?

Рекомендации по выполнению задания 4. Двухзарядный ион олова **Sn²⁺** и четырехзарядный ион **Sn⁴⁺** должны иметь соответственно на два и четыре электрона меньше, чем нейтральный атом олова. Электронная конфигурация атома олова Sn — [Kr], 4d¹⁰5s²5p², 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: Sn^{2+} - [Kr], $4d^{10}5s^25p^0$ и Sn^{4+} - - [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 $r(Sn) = 0,158$ нм, иона $r(Sn^{2+}) = 0,102$ нм, иона $r(Sn^{4+}) = 0,067$ 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 $1s^22s^22p^63s^23p^4$. До устойчивого октета на внешнем уровне атому недостает двух электронов. Принимая их, атом серы проявляет свойства окислителя (например, в H_2S): $S + 2e \rightarrow S^{2-}$.

Как восстановитель атом серы может отдавать электроны внешнего уровня (максимально шесть, например, в SF_6) $S - 6e \rightarrow S^{6+}$

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

Дополнительная литература

1. Коровин Н.В. Общая химия: Учеб. для технических направ. и спец. вузов/Н.В. Коровин. – изд. 3-е., испр. – М.: Высш. шк., 2007. – 558 с.

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 №3. 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] и [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. 3.1. 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.

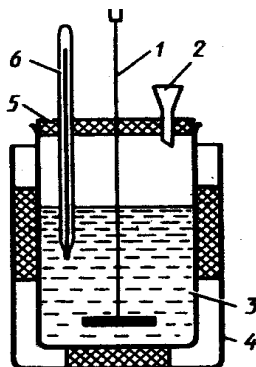


Рис. 3.1. Калориметрическая установка: 1 – мешалка; 2 – воронка; 3 – внутренний калориметрический сосуд; 4 – наружный калориметрический сосуд; 5 – крышка; 6 – термометр

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 HNO_3 . Во второй мерный цилиндр налить 50 мл 1 М раствора 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 3.1. Значение массы калориметрического сосуда получить у лаборанта.

Таблица 3.1 - 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 ΣC – 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 плотностями воды, 1000 кг/м³); 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

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

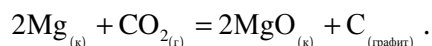
5. Рассчитать относительную погрешность $\delta_{\text{отн}}$ (%), сравнивая полученную в результате расчёта энтальпию $\Delta H_{\text{экспер}}$ с теоретической $\Delta H_{\text{теор}}$:

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

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

Задания для самостоятельной работы:

Задание 1. Рассчитать ΔH_{298}° 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 ΔH_{298}° 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. ΔH_{298}° реакции восстановления 1 моль Fe_2O_3 находим из пропорции

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

$\Delta H_{f298}^\circ \text{Fe}_2\text{O}_3$ 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]). ΔH_{298}° образования Fe_2O_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 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 SO_2 . Значит, для получения 1 моль 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. Варданян, М. А. Химия : лабораторный практикум для технических направлений подготовки бакалавриата / М. А. Варданян, С. Ф. Лапина/ под ред. М. А. Варданян - Братск : БрГУ, 2015. - 154 с.
3. Русина О.Б. Химия: методические указания для подготовки студентов к текущему и итоговому контролю. – Братск: ГОУ ВПО «БрГУ», 2012. – 155 с.

Дополнительная литература

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

Контрольные вопросы для самопроверки

1. 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 ΔH_{f298}° ?
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, ΔH° 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) H_2O_2 ; б) H_2SO_4 ; в) O_2 ; г) O_3 .

Лабораторная работа №4. 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.

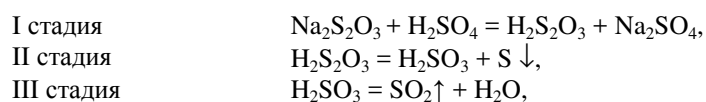
Задание: При подготовке к лабораторной работе изучить основные теоретические сведения с использованием литературы [1] и [3] из п.7. Ознакомиться с порядком выполнения лабораторной работы. Составить конспект.

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 $v_{\text{ср}}$ (моль/л·с) по

формуле $v_{\text{ср}} = \frac{\Delta C}{\Delta t}$, где $\Delta C = C_{\text{к}} - C_{\text{н}}$ – изменение концентрации реагирующего вещества, моль/л; $C_{\text{к}}$ и $C_{\text{н}}$ – конечная и начальная концентрации, соответственно; Δt – промежуток времени, с.

Полученные результаты занести в табл. 4.1. На основании данных табл. 4.1 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 4.1- Результаты изучения влияния концентрации реагирующих веществ на скорость реакции

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

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

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

Нагреть водяную баню, приливая в неё горячую воду так, чтобы температура бани на 25–30 °С превышала комнатную. Опустить в баню пробирку № 3 с раствором и пробирку с серной кислотой. В пробирку № 3 опустить термометр и следить за повышением

температуры. Как только температура пробирки № 3 станет на 20 °С выше, чем пробирки № 1, вынуть термометр, прилить в пробирку № 3 к раствору тиосульфата натрия отмеренное количество серной кислоты и отметить время реакции.

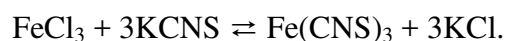
Полученные в опыте экспериментальные данные, а также рассчитанные по формуле $v_{\text{cp}} = \frac{\Delta C}{\Delta \tau}$ (моль/л) средние скорости реакции v_{cp} (моль/л·с) занести в табл. 4.2. По данным табл. 4.2 построить график зависимости скорости реакции v (моль/л·с) от температуры t (°С). Сделать вывод о характере этой зависимости.

Таблица 4.2 - 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. 4.3, форма которой приведена ниже. Составить ионно-молекулярное уравнение проведенной реакции. Написать выражение для константы равновесия.

Таблица 4.3 - Результаты изучения влияния концентрации веществ на смещение равновесия

№ пробирки	Добавляемое вещество	Изменение интенсивности окраски (ослабление, усиление)	Направление смещения равновесия (вправо, влево)
1	FeCl_3		
2	KCNS		
3	KCl		

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

Задания для самостоятельной работы:

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

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

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

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

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

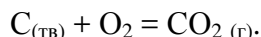
Задание 2. Составить выражение для скорости реакции в гомогенной системе:



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:

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

Основная литература

1. Глинка, Н. Л. Общая химия : учебник для бакалавров / Н. Л. Глинка. - 19-е изд., перераб. и доп. - М. : Юрайт, 2014. - 900 с. - (Бакалавр. Базовый курс)
2. Варданян, М. А. Химия : лабораторный практикум для технических направлений подготовки бакалавриата / М. А. Варданян, С. Ф. Лапина/ под ред. М. А. Варданян - Братск : БрГУ, 2015. - 154 с.

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

Дополнительная литература

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

Контрольные вопросы для самопроверки

1. Напишите математическое выражение скорости для следующих реакций:
$$\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{HCl};$$
$$2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O};$$
$$\text{CuO} + \text{H}_2 \rightarrow \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}.$$
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 O₂ 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 №5. Изучение электролитической диссоциации и реакций в растворах электролитов

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

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. 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.

Порядок выполнения:

1. Изучение характера электролитической диссоциации гидроксидов. В две пробирки внести по 10 капель 0,5н раствора: в первую – ZnSO₄, во вторую – NiSO₄ 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 CH₃COOH и по 1 капле метилового оранжевого. Добавить в одну пробирку 2–3 кристалла ацетата натрия CH₃COONa. Перемешать. Сравнить цвет растворов в пробирках; б) В две пробирки внести по 4–5 капель раствора гидроксида аммония NH₄OH и по 1 капле фенолфталеина. Добавить в одну пробирку 2–3 кристалла хлорида аммония NH₄Cl. 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. По изменению окраски лакмуса сделать вывод о реакции среды в растворе каждой соли. Полученные результаты внести в табл. 5.2.

Таблица 5.2 – Результаты опытов по изучению реакции среды растворов некоторых солей

№ пробирки	Формула соли	Окраска лакмуса	Реакция среды	pH раствора
1				
2				
3				
4				

6. Изучение полного (необратимого) гидролиза солей. В пробирку внести по 6...8 капель раствора хлорида алюминия и такой же объем раствора карбоната натрия. Отметить выделение пузырьков и выпадение осадка.

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

Задания для самостоятельной работы:

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

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

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

Благодаря тому, что константа диссоциации слабого электролита при данной температуре – величина постоянная, можно искусственно изменять концентрации отдельных ионов в

растворе. Если увеличить концентрацию CH_3COO^- , то в силу постоянства K концентрация ионов водорода должна понизиться. Увеличения же концентрации ионов CH_3COO^- можно добиться очень просто: прибавить к раствору хорошо растворимую соль уксусной кислоты, например CH_3COONa .

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

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

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

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

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

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

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

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

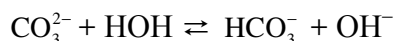
Задание 3. Вычислить pH раствора, если $[\text{H}^+] = 0,0001 = 10^{-4}$ моль/л.

Рекомендации по выполнению задания 3 и подготовке к лабораторной работе.

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

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

Рекомендации по выполнению задания 4 и подготовке к лабораторной работе. а). Карбонат калия K_2CO_3 – соль слабой многоосновной кислоты и сильного основания. Анионы CO_3^{2-} , связывая водородные ионы воды, образуют анионы HCO_3^- , а не молекулы H_2CO_3 . В обычных условиях гидролиз идет по первой ступени, соль гидролизуется по аниону. Ионно-молекулярное уравнение гидролиза



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

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

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

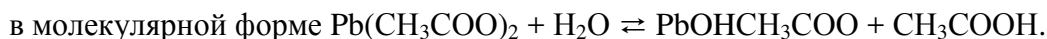
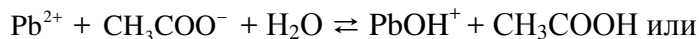


В растворе появляется избыток ионов водорода, поэтому раствор CuCl_2 имеет кислую реакцию ($\text{pH} > 7$).

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



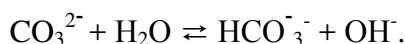
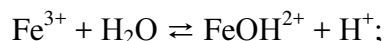
Ионно-молекулярное уравнение



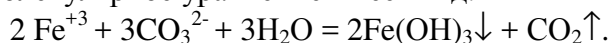
Реакция раствора $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ зависит от относительной силы кислоты и основания, образующих соль. Если $K_{\text{кисл}} = K_{\text{осн}}$, то катион и анион гидролизуются в равной степени и реакция раствора будет нейтральной ($\text{pH} = 7$). Если $K_{\text{кисл}} < K_{\text{осн}}$,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

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

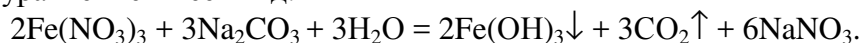
Рекомендации по выполнению задания 2 и подготовке к лабораторной работе. Соль $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ гидролизуеться по катиону, а Na_2CO_3 – по аниону:



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



Молекулярное уравнение имеет вид:



Основная литература

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

Дополнительная литература

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

Контрольные вопросы для самопроверки

1. В чем сущность теории электролитической диссоциации?
2. 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 №6. Изучение окислительно-восстановительных реакций

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

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

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

Порядок выполнения:

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

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

Задания для самостоятельной работы:

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

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

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

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

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

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

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

Поэтому диоксид серы SO_2 проявляет окислительно-восстановительную двойственность.

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

Рекомендации по выполнению задания 3 и подготовке к лабораторной работе.

1. Записываем схему реакции:

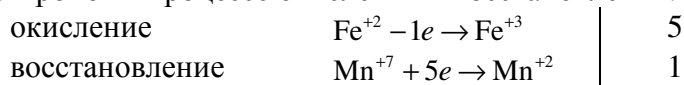


2. Находим элементы, атомы которых изменяют свою степень окисления, и определяем окислитель и восстановитель:

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

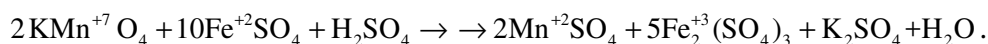
Fe^{+2} (восстановитель) $\rightarrow Fe^{+3}$.

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



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

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



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



6. По балансу атомов водорода определяем число молей воды:



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

Основная литература

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

Дополнительная литература

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

Контрольные вопросы для самопроверки

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

Лабораторная работа №7. Изучение электрохимических процессов

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

Задание: При подготовке к лабораторной работе изучить основные теоретические сведения с использованием литературы [1] и [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 $K_3[Fe(CN)_6]$. Красная кровяная соль $K_3[Fe(CN)_6]$ является чувствительным реактивом на ионы Fe^{2+} , при взаимодействии с которыми дает синее окрашивание. Результаты наблюдений занести в табл. 7.1.

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

Схема гальванического элемента	Уравнение процесса окисления 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. 9.1)

Задания для самостоятельной работы:

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

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

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

Задание 2. Рассчитать потенциал системы $\text{Br}_2^0 + 2e \rightarrow 2\text{Br}^-$ в растворе при равновесных концентрациях $[\text{Br}_2] = 0,01$ моль/дм³, $[\text{Br}^-] = 0,1$ моль/дм³.

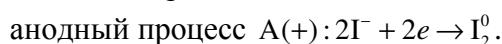
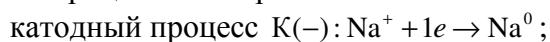
Рекомендации по выполнению задания 2 и подготовке к лабораторной работе. Подставив значения концентраций $C_{\text{окис}} = 0,01$ моль/дм³ и $C_{\text{восст}} = 0,1$ моль/дм³ в уравнение (2), с учетом стехиометрических коэффициентов получим

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

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 $\varphi_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}} = -0,25$ В несколько больше, чем потенциал восстановления воды

$\varphi_{\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2} = -0,41$ В; поэтому при электролизе нейтрального раствора сульфата никеля на катоде в

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

Схема процесса электролиза:



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

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

Массу выделившейся меди рассчитывают по формуле:

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

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

Объем выделившегося кислорода рассчитывают по формуле:

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

Согласно уравнению анодного процесса для образования 1 моля ионов H^+ требуется 1 моль электронов. Поскольку 1 моль серной кислоты содержит 2 моля ионов H^+ , то для их образования потребуется 2 моля 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. Варданян, М. А. Химия : лабораторный практикум для технических направлений подготовки бакалавриата / М. А. Варданян, С. Ф. Лапина/ под ред. М. А. Варданян - Братск : БрГУ, 2015. - 154 с.
3. Русина О.Б. Химия: методические указания для подготовки студентов к текущему и итоговому контролю. – Братск: ГОУ ВПО «БрГУ», 2012. – 155 с.

Дополнительная литература

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

Контрольные вопросы для самопроверки

1. 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 №8. 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] и [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 H_2SO_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, $FeCl_3$). 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 .
7. *Изучить качественные реакции на ионы Fe^{2+} , Fe^{3+} .* В одну пробирку внести 5 капель 0,1 М раствора $FeSO_4$, а во вторую – 5 капель 0,1 М раствора $FeCl_3$. В первую пробирку добавьте 2-3 капли раствора $K_3[Fe(CN)_6]$. Во вторую пробирку добавьте 2-3 капли раствора роданида аммония NH_4NCS .
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, ZnSO₄). Прибавить в обе пробирки по 2 капли 1М раствора гидроксида натрия NaOH. В первую пробирку добавить избыток 1М раствора NaOH, а во вторую – избыток 1М раствора H₂SO₄.

10. *Изучение взаимодействия цинка с солями.* Взять три пробирки, в каждую из которых опустить по кусочку цинка. В первую пробирку на ¼ 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. 9.1)

Задания для самостоятельной работы:

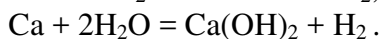
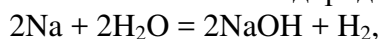
Задание 1. Написать уравнения реакций взаимодействия с водой следующих металлов: натрия, кальция, магния, железа.

Рекомендации по выполнению задания 1 и подготовке к лабораторной работе:

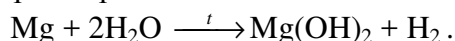
Взаимодействие металлов с водой – это окислительно-восстановительный процесс, в котором металл является восстановителем, а вода выполняет роль окислителя. Реакция протекает по схеме:



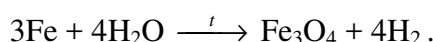
С водой при обычных условиях взаимодействуют щелочные и щелочноземельные металлы с образованием растворимых оснований и водорода:



Магний реагирует с водой при нагревании:



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



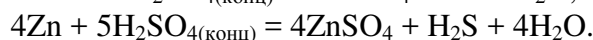
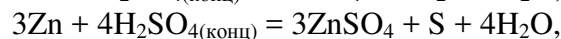
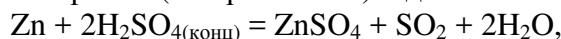
Металлы, имеющие положительные электродные потенциалы, не взаимодействуют с водой. Не взаимодействуют с водой 4d-элементы (кроме Cd), 5d-элементы и Cu (3d-элемент).

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 H₂SO₄, тем глубже протекает восстановление.* Это означает, что формально

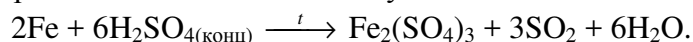
каждый атом серы $\overset{+6}{S}$ из молекул H₂SO₄ может забрать у металла не только два электрона (и перейти в $\overset{+4}{S}$), но и шесть электронов (и перейти в $\overset{0}{S}$) и даже восемь (и перейти в $\overset{-2}{S}$):



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



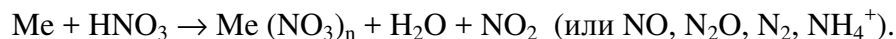
Холодная H₂SO_{4(конц)} пассивирует некоторые металлы (например, железо, хром, алюминий), что позволяет перевозить кислоту в стальной таре. При сильном нагревании концентрированная серная кислота взаимодействует и с этими металлами:



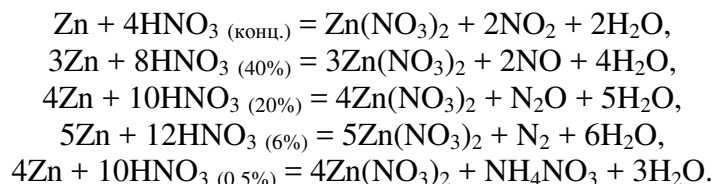
Задание 3. Написать уравнения реакций взаимодействия цинка, меди и железа с азотной кислотой.

Рекомендации по выполнению задания 3 и подготовке к лабораторной работе:

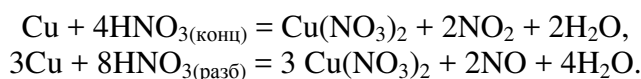
Уравнения окислительно-восстановительных реакций с участием HNO_3 составляются условно, с включением только одного продукта восстановления, образующегося в большем количестве:



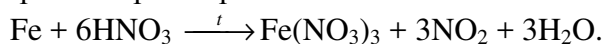
Например, в газовой смеси, образующейся при действии на достаточно активный металл цинк ($\varphi_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0 = -0,76 \text{ В}$) концентрированной (68 %-й) азотной кислоты, преобладает – NO_2 , 40 %-й – NO ; 20 %-й – N_2O ; 6 %-й – N_2 . Очень разбавленная (0,5 %-я) азотная кислота восстанавливается до ионов аммония:



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



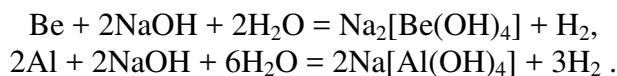
Fe начинает растворяться при нагревании:



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

Рекомендации по выполнению задания 4 и подготовке к лабораторной работе:

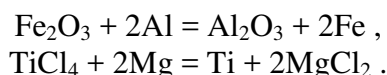
Некоторые металлы (Be, Al, Zn, Sn, Pb), которым соответствуют амфотерные гидроксиды, взаимодействуют с растворами щелочей. Растворение обычно сопровождается образованием гидроксокомплексов:



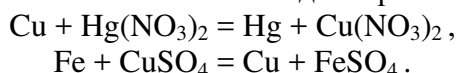
Задание 5. Приведите примеры реакций взаимодействия металлов с солями

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. Варданян, М. А. Химия : лабораторный практикум для технических направлений подготовки бакалавриата / М. А. Варданян, С. Ф. Лапина/ под ред. М. А. Варданян - Братск : БрГУ, 2015. - 154 с.
3. Русина О.Б. Химия: методические указания для подготовки студентов к текущему и итоговому контролю. – Братск: ГОУ ВПО «БрГУ», 2012. – 155 с.

Дополнительная литература

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

Контрольные вопросы для самопроверки

1. Укажите продукты взаимодействия металлов с кислотами - неокислителями (например с соляной HCl и разбавленной серной H₂SO_{4(разб)}).
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 №9. 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 - тетрагидродовисмутат 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 (тетрагидродовисмутата калия).* В пробирку к 3-4 каплям раствора хлорида висмута прибавить по каплям раствор иодида калия до выпадения темно-бурого 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 K₄[Fe(CN)₆].
5. *Изучение отличительных признаков двойных и комплексных солей.* В одной пробирке растворить двойную соль (NH₄)₂SO₄·FeSO₄·6H₂O (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 K₄[Fe(CN)₆]. Действием раствора сульфида аммония проверить, обнаруживаются ли ионы Fe²⁺ в комплексной соли.

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

Задания для самостоятельной работы:

Задание 1. Определите, чему равна степень окисления комплексообразователя в следующих соединениях: а) Mg[CuI₄], б) [Pd(NH₃)₄]SO₄, в) [Al(H₂O)₅Cl]Br₂.

Рекомендации по выполнению задания 1 и подготовке к лабораторной работе:

а) В соединении Mg[CuI₄] во внешней сфере находится двухзарядный катион Mg²⁺. Суммарный заряд ионов внешней сферы и комплексного иона должен быть равен нулю. Поэтому комплексный ион имеет заряд -2: [CuI₄]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 $[Pd(NH_3)_4SO_4]$ 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 $[Al(NO_2)_2(H_2O)_4]^+$. Судя по названию, во внешней сфере находятся бромид-ионы Br^- , количество которых должно быть равно 1 согласно условию электронейтральности молекулы. Формула комплексного соединения: $[Al(NO_2)_2(H_2O)_4]Br$. По количеству лигандов (два иона NO_2^- и четыре молекулы воды) определяем, что координационное число комплексообразователя равно 6.

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

Рекомендации по выполнению задания 3 и подготовке к лабораторной работе:

Лиганды CNS^- заряжены отрицательно, а молекулы аммиака имеют нулевой заряд. Поэтому в результате замены трех лигандов CNS^- на три молекулы 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.

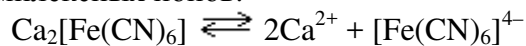
Рекомендации по выполнению задания 4 и подготовке к лабораторной работе:

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 Ni^{2+} . Молекулы аммиака могут находиться только в числе лигандов во внутренней сфере, т.к. они электронейтральны. Бромид-ионы 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 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

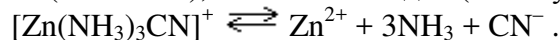
Рекомендации по выполнению задания 5 и подготовке к лабораторной работе:

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



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

б) Диссоциация комплексного иона (вторичная диссоциация) происходит с образованием иона комплексообразователя (иона Zn^{2+}), а также лигандов (молекул NH_3 и ионов 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. Варданян, М. А. Химия : лабораторный практикум для технических направлений подготовки бакалавриата / М. А. Варданян, С. Ф. Лапина/ под ред. М. А. Варданян - Братск : БрГУ, 2015. - 154 с.
3. Русина О.Б. Химия: методические указания для подготовки студентов к текущему и итоговому контролю. – Братск: ГОУ ВПО «БрГУ», 2012. – 155 с.

Дополнительная литература

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

Контрольные вопросы для самопроверки

1. 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?

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».

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

<i>Вид занятия</i>	<i>Наименование аудитории</i>	<i>Перечень основного оборудования</i>	<i>№ ЛР</i>
1	3	4	5
Лк	Лекционная аудитория	-	-
ЛР	Лаборатория общей неорганической химии*	Барометр – anerоид БАММ-1; шкаф ШЗ НЖ; стол химический – 6шт.; доска 3-эл комб. ДА-34 – 1шт.; электропечь СНОЛ-1,6 -1 шт.; весы ВЛА-200; весы ВЛТК-500; шкаф вытяжной -2шт.; шкаф сушильный СНОЛ -3,5; шкаф Ш1-нж; прибор для иллюстрации зависимости скорости реакции от условий -3 шт.; калориметр с мерным стаканом; прибор для опытов по химии с электрическим током; прибор для электролиза растворов солей; прибор для получения газов; выпрямитель; химическая посуда.	ЛР №1-9
	Дисплейная аудитория	24 ПК 15 250/Н67/4Gb/500Gb/DVD-RW(монитор Sony Master E1920); Laser Jet P 3010	ЛР№5 ЛР№9
СР	Ч31	10- ПК i5-2500/Н67/4Gb (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-7 ПК-17	готовность к контролю соблюдения и обеспечения экологической безопасности	1. Общая и неорганическая химия	1.1. Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д.И.Менделеева в свете теории строения атома	Тест к зачету
			1.2. Химическая связь и строение молекул	Тест к зачету
			1.3. Общие свойства растворов	Тест к зачету
	способность применять современные теоретические и экспериментальные методы исследования с целью создания новых перспективных средств электросвязи и информатики	2. Физическая и коллоидная химия	2.1. Основы химической термодинамики	Тест к зачету
			2.2. Основы химической кинетики	Тест к зачету
			2.3. Основы электрохимии	Тест к зачету
	3. Аналитическая химия	3.1. Аналитический сигнал и его виды	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-7 ПК-17	готовность к контролю соблюдения и обеспечения экологической безопасности способность применять современные теоретические и экспериментальные методы исследования с целью создания новых перспективных	<p>1.1 Периодический закон и периодическая система Д.И.Менделеева. Периоды, семейства, группы. Привести примеры.</p> <p>1.2 Порядковый номер элемента. Закон Мозли. Значение периодического закона Д.И.Менделеева.</p> <p>1.3 Квантово-механическая модель строения атома. Квантовые числа.</p> <p>1.4 Принципы и правила составления электронных и графических формул многоэлектронных атомов: принцип наименьшей энергии, принцип Паули, правило Хунда, правило</p>	1. Общая и неорганическая химия

		средств электросвязи и информатики	<p>Клечковского. Привести примеры.</p> <p>1.5 Причина периодичности изменения свойств элементов в рядах и периодах. Периодическое изменение кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств и химической активности элементов.</p> <p>1.6 Механизмы образования химической связи. Привести примеры.</p> <p>1.7 Основные положения метода валентных связей (МВС).</p> <p>1.8 Структура молекул.</p> <p>1.9 Характер химической связи в комплексных соединениях. Строение комплексных ионов. Привести примеры.</p> <p>1.10 Общая характеристика металлов.</p> <p>1.11 Получение и химические свойства металлов. Привести примеры.</p> <p>1.12 Применение металлов в строительных технологиях. Важнейшие металлические конструкционные материалы. Привести примеры.</p> <p>1.13 Концентрация растворов и способы ее выражения. Привести примеры.</p> <p>1.14 Диссоциация электролитов. Степень и константа диссоциации. Закон разбавления Оствальда.</p> <p>1.15 Электролитическая диссоциация воды. Понятие рН. Привести примеры.</p> <p>1.16 Гидролиз солей. Привести примеры.</p>	
2	ОПК-7 ПК-17	<p>готовность к контролю соблюдения и обеспечения экологической безопасности</p> <p>способность применять современные теоретические и экспериментальные методы исследования с целью создания новых перспективных средств электросвязи и информатики</p>	<p>2.1 I, II и III законы термодинамики.</p> <p>2.2 Закон Гесса и следствия из него.</p> <p>2.3 Энтропия и ее изменение в химических процессах.</p> <p>2.4 Характеристические функции: Энергия Гиббса, энергия Гельмгольца. Направление протекания химических процессов. Привести примеры.</p> <p>2.5 Понятие скорости гомогенной и гетерогенной химической реакции. Привести примеры.</p> <p>2.6 Факторы, влияющие на скорость химической реакции.</p> <p>2.7 Теория катализа. Гомогенный и гетерогенный катализ. Катализаторы и ингибиторы.</p> <p>2.8 Химическое равновесие и его смещение. Привести пример.</p> <p>2.9 Свойства растворов неэлектролитов: законы Вант-Гоффа и Рауля. Изотонический коэффициент.</p> <p>2.10 Понятие об электродных потенциалах, их измерение. Стандартный электрод. Формула Нернста.</p>	2. Физическая и коллоидная химия

			<p>2.11 Ряд относительных стандартных потенциалов.</p> <p>2.12 Классификация окислительно-восстановительных реакций (ОВР). Привести примеры.</p> <p>2.13 Методы подбора коэффициентов в уравнениях ОВР.</p> <p>2.14 Важнейшие окислители и восстановители.</p> <p>2.15 Гальванический элемент как химический источник электрического тока. Привести пример.</p> <p>2.16 Электролиз растворов и расплавов. Законы электролиза.</p> <p>2.17 Электродные процессы при электролизе. Привести примеры.</p> <p>2.18 Коррозия металлов. Основные виды коррозии. Привести примеры.</p> <p>2.19 Методы защиты металлов от коррозии. Привести примеры.</p> <p>2.20 Дисперсные системы: классификация и методы получения. Привести примеры.</p> <p>2.21 Мицеллярная теория образования коллоидных растворов.</p> <p>2.22 Молекулярно-кинетические и оптические свойства дисперсных систем.</p> <p>2.23 Коагуляция и устойчивость дисперсных систем. Привести примеры.</p>	
3	ОПК-7 ПК-17	<p>готовность к контролю соблюдения и обеспечения экологической безопасности</p> <p>способность применять современные теоретические и экспериментальные методы исследования с целью создания новых перспективных средств электросвязи и информатики</p>	<p>3 Качественный анализ: аналитический сигнал и его виды. Привести примеры.</p> <p>3.2 Методы количественного химического анализа: кислотно-основное и окислительно-восстановительное титрование, гравиметрический и колориметрический анализ.</p> <p>3.3 Электрохимические методы анализа.</p>	3. Аналитическая химия
4	ОПК-7	<p>готовность к контролю соблюдения и обеспечения экологической безопасности</p> <p>способность применять</p>	<p>4.1 Классификация полимерных материалов. Привести примеры.</p> <p>4.2 Строение и свойства важнейших полимеров. Привести примеры.</p>	4. Высокомолекулярные соединения (ВМС)

	ПК-17	современные теоретические и экспериментальные методы исследования с целью создания новых перспективных средств электросвязи и информатики		
--	-------	---	--	--

3. Описание показателей и критериев оценивания компетенций

Показатели	Оценка	Критерии
<p>знать: (ОПК-7) – основные законы химии, свойства химических элементов и их соединений, составляющих основу радиоматериалов; (ПК-17) – основные методы, способы и средства получения, хранения, переработки информации;</p> <p>уметь: (ОПК-7) – применять полученные знания по химии радиоматериалов для обеспечения экологической безопасности в профессиональной деятельности; (ПК-17) – выполнять эксперименты на действующих объектах по заданным методикам и обрабатывать результаты с применением современных информационных технологий и технических средств;</p> <p>владеть: (ОПК-7) – основными методами теоретического и экспериментального исследования; (ПК-17) – навыками применения современных теоретических и экспериментальных методов исследования в профессиональной деятельности.</p>	зачтено	<ul style="list-style-type: none"> – 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 химического эксперимента выше среднего (60-100%).
	не зачтено	<ul style="list-style-type: none"> – знание теоретического и практического контролируемого материала по химии ниже среднего (менее 60%); – демонстрация умений и навыков решения типовых заданий ниже среднего (менее 60%); – умение ясно, четко, логично и грамотно излагать собственные мысли, делать выводы ниже среднего (менее 60%); – владение элементарными навыками проведения простейшего химического эксперимента ниже среднего (менее 60%).

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

Дисциплина Химия (общая) занимает важное место в системе подготовки специалистов, обеспечивающих передачу различных видов информации (мультимедийного трафика) с использованием современных цифровых технологий как по локальным, так и по глобальным сетям. Дисциплина направлена на получение теоретических знаний и практических навыков по химии, необходимых для их дальнейшего использования в практической деятельности. По дисциплине *предусмотрено проведение аудиторных занятий в сочетании с внеаудиторной работой.*

Изучение дисциплины Химия (общая) предусматривает:

- лекции,
- лабораторные работы;
- 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;
- периодически и непериодически изменяющиеся свойства, причины периодичности;
- закономерности изменения атомных радиусов, энергии ионизации, сродства к электрону, электроотрицательности в периодах и группах;
- виды химической связи;
- классификацию комплексных соединений, химические свойства и применение;
- способы получения и свойства важнейших металлических материалов;
- классификацию растворов по разным признакам;
- способы выражения количественного состава растворов;
- механизм процесса электролитической диссоциации, закономерности диссоциации слабых электролитов;
- понятия рН и рОН, применение индикаторов;
- сущность процесса гидролиза;

Необходимо овладеть навыками и умениями применения изученных методов для:

- составления электронных и электронно-графических формул элементов;
- определения положения элемента в периодической системе на основании его электронной формулы;
- сопоставления различных свойств элементов, руководствуясь их положением в периодической системе;
- определения координационного числа, зарядов комплексообразователя, внешней и внутренней сфер;
- расчета состава растворов любым из пяти рассмотренных способов;
- составления уравнений реакции гидролиза в полном молекулярном и ионном видах;
- расчета рН и рОН в растворах кислот и оснований;

Необходимо овладеть навыками применения изученных методов в конкретных ситуациях:

- для проведения простейшего химического эксперимента.

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

- сущность первого закона термодинамики, его математическое выражение и применение к различным процессам;
- сущность закона Гесса и следствий из него;
- сущность и математическое выражение второго закона термодинамики;
- сущность процессов, протекающих в гальванических элементах, различные виды химических источников тока;
- механизм электрохимической коррозии, способы защиты от коррозии;
- сущность процессов электролиза водных растворов и расплавов, катодные и анодные процессы, законы Фарадея, применение процессов электролиза.
- классификацию дисперсных систем по различным признакам;
- свойства коллоидных растворов, суспензий и взвесей.

Необходимо овладеть навыками и умениями применения изученных методов для:

- расчета ЭДС, изменения свободной энергии Гиббса, тепловых эффектов реакций, изменения энтропии в результате химической реакции и фазовых перехода,;
- предсказания возможности самопроизвольного протекания окислительно-восстановительных реакций;
- составления уравнений токообразующих реакций, схемы электродных процессов при электролизе и электрохимической коррозии;
- расчетов по законам Фарадея.

Необходимо овладеть навыками применения изученных методов в конкретных ситуациях:

- для проведения простейшего химического эксперимента.

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

- классификацию методов анализа;
- реакции обнаружения катионов и анионов;

Необходимо овладеть навыками и умениями применения изученных методов для:

- проведения качественного анализа и химической идентификации веществ.

Необходимо овладеть навыками применения изученных методов в конкретных ситуациях:

- для проведения простейшего химического эксперимента.

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

- методы получения полимеров; зависимость свойств ВМС от состава и структуры;
- применение полимерных смол в технологии строительства.

Необходимо овладеть навыками и умениями применения изученных методов для:

- составления уравнений реакций полимеризации и поликонденсации.

Необходимо овладеть навыками применения изученных методов в конкретных ситуациях:

- для проведения простейшего химического эксперимента.

Самостоятельную работу целесообразно начинать с внимательного ознакомления с теоретическими сведениями, далее рекомендуется ответить на вопросы для самопроверки, приведенные в конце каждой лабораторной работы. Студентам необходимо помнить, что большую роль в достижении ими высоких результатов играет самостоятельная учебная работа, направленная на подготовку к текущим контрольным мероприятиям.

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

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

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

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

АННОТАЦИЯ
рабочей программы дисциплины
Химия (общая)

1. Цель и задачи дисциплины

Целью изучения дисциплины является изучение фундаментальных законов химии с позиций современной науки.

Задачами изучения дисциплины являются:

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

2. Структура дисциплины

2.1 Распределение трудоемкости по отдельным видам учебной работы, включая самостоятельную работу: лекций 18 ч., лабораторных работ 18 ч., самостоятельная работа 72 ч.

Общая трудоемкость дисциплины составляет 108 часов, 3 зачетные единицы.

2.2 Основные разделы дисциплины:

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

3. Планируемые результаты обучения

Процесс изучения дисциплины направлен на формирование следующей компетенции: ОПК-7 – готовность к контролю соблюдения и обеспечения экологической безопасности; ПК-17 – способность применять современные теоретические и экспериментальные методы исследования с целью создания новых перспективных средств электросвязи и информатики.

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-7 ПК-17	готовность к контролю соблюдения и обеспечения экологической безопасности	1. Общая и неорганическая химия	1.1. Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д.И.Менделеева в свете теории строения атома	ЛР№1 ЛР№2 ЛР№5 ЛР№6 ЛР№9
			1.2. Химическая связь и строение молекул	
			1.3. Общие свойства растворов	
	способность применять современные теоретические и экспериментальные методы исследования с целью создания новых перспективных средств электросвязи и информатики	2. Физическая и коллоидная химия	2.1. Основы химической термодинамики	ЛР№3 ЛР№4 ЛР№7 ЛР№8
			2.2. Основы химической кинетики	
			2.3. Основы электрохимии	
	3. Аналитическая химия	3.1. Аналитический сигнал и его виды	-	
		3.2. Количественный химический анализ		
	4. Высокомолекулярные соединения (ВМС)	4.1. Общие сведения о высокомолекулярных соединениях (полимерах)	-	
		4.2. Строение и свойства важнейших синтетических полимеров		

2. Описание показателей и критериев оценивания компетенций

Показатели	Оценка	Критерии
<p>знать: (ОПК-7) – основные законы химии, свойства химических элементов и их соединений, составляющих основу радиоматериалов; (ПК-17) – основные методы, способы и средства получения, хранения, переработки информации;</p> <p>уметь: (ОПК-7) – применять полученные знания по химии радиоматериалов для обеспечения экологической безопасности в профессиональной деятельности; (ПК-17) – выполнять эксперименты на действующих объектах по заданным методикам и обрабатывать результаты с применением современных информационных технологий и технических средств;</p>	зачтено	обучающийся выполнил все опыты, измерения, наблюдения в соответствии с требованиями лабораторной работы, правильно выполнил все необходимые расчеты по обработке результатов выполненных измерений, оформил отчет по лабораторной работе в соответствии с предъявляемыми требованиями, сделал обобщающий вывод, грамотно ответил на теоретические и практические вопросы для защиты лабораторной работы
	не зачтено	обучающийся не выполнил опыты и измерения в соответствии с требованиями лабораторной работы, либо неправильно выполнил не все опыты и необходимые измерения, расчеты по обработке результатов, либо не оформил отчет по

<p>владеть: (ОПК-7) – основными методами теоретического и экспериментального исследования; (ПК-17) – навыками применения современных теоретических и экспериментальных методов исследования в профессиональной деятельности.</p>		<p>лабораторной работе в соответствии с предъявляемыми требованиями, либо не сделал обобщающий вывод и не ответил на теоретические и практические вопросы для защиты лабораторной работы</p>
---	--	--

Программа составлена в соответствии с федеральным государственным образовательным стандартом высшего образования по направлению 11.03.02 Инфокоммуникационные технологии и системы связи от «06» марта 2015 г. № 174

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

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

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

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

Программу составила:

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

_____ (подпись)

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

Заведующий кафедрой _____

М.Р. Ерофеева

СОГЛАСОВАНО:

Заведующий выпускающей кафедрой _____

И.В. Игнатъев

Директор библиотеки _____

Т.Ф. Сотник

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

Председатель методической комиссии ЕНФ _____

М.А. Варданян

СОГЛАСОВАНО:

Начальник

учебно-методического управления _____

Г.П. Нежевец

Регистрационный № _____

(методический отдел)