

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ
ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ
ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ

«БРАТСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»

Кафедра экологии, безопасности жизнедеятельности и химии

УТВЕРЖДАЮ:

Проректор по учебной работе

_____ Е.И. Луковникова

«_____» декабря 2018 г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ

ХИМИЯ

Б1.Б.08

НАПРАВЛЕНИЕ ПОДГОТОВКИ

27.03.04 Управление в технических системах

ПРОФИЛЬ ПОДГОТОВКИ

Управление и информатика в технических системах

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 объёма дисциплины по формам обучения.....	4
3.2 Распределение объёма 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	6
4.3 Лабораторные работы.....	9
4.4 Семинары / практические занятия	10
4.5 Контрольные мероприятия: контрольная работа	10
5. МАТРИЦА СООТНЕСЕНИЯ РАЗДЕЛОВ УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ К ФОРМИРУЕМЫМ В НИХ КОМПЕТЕНЦИЯМ И ОЦЕНКЕ РЕЗУЛЬТАТОВ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ	11
6. ПЕРЕЧЕНЬ УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОГО ОБЕСПЕЧЕНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ ОБУЧАЮЩИХСЯ ПО ДИСЦИПЛИНЕ.....	12
7. ПЕРЕЧЕНЬ ОСНОВНОЙ И ДОПОЛНИТЕЛЬНОЙ ЛИТЕРАТУРЫ, НЕОБХОДИМОЙ ДЛЯ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ.....	12
8. ПЕРЕЧЕНЬ РЕСУРСОВ ИНФОРМАЦИОННО – ТЕЛЕКОММУНИКАЦИОННОЙ СЕТИ «ИНТЕРНЕТ» НЕОБХОДИМЫХ ДЛЯ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ	13
9. МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ДЛЯ ОБУЧАЮЩИХСЯ ПО ОСВОЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ.....	14
9.1 Методические указания по подготовке и выполнению лабораторных работ.....	14
9.2 Методические указания по выполнению контрольной работы.....	52
9.3 Методические указания по подготовке к текущему тестовому контролю знаний и промежуточной аттестации по итогам освоения дисциплины	53
10. ПЕРЕЧЕНЬ ИНФОРМАЦИОННЫХ ТЕХНОЛОГИЙ, ИСПОЛЬЗУЕМЫХ ПРИ ОСУЩЕСТВЛЕНИИ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОГО ПРОЦЕССА ПО ДИСЦИПЛИНЕ	54
11. ОПИСАНИЕ МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКОЙ БАЗЫ, НЕОБХОДИМОЙ ДЛЯ ОСУЩЕСТВЛЕНИЯ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОГО ПРОЦЕССА ПО ДИСЦИПЛИНЕ	55
Приложение 1. Фонд оценочных средств для проведения промежуточной аттестации обучающихся по дисциплине.....	56
Приложение 2. Аннотация рабочей программы дисциплины	62
Приложение 3. Протокол о дополнениях и изменениях в рабочей программе	63
Приложение 4. Фонд оценочных средств для текущего контроля успеваемости по дисциплине.....	64

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

Вид деятельности выпускника

Дисциплина охватывает круг вопросов, относящихся к научно-исследовательской и проектно-конструкторской 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

- сформировать теоретический фундамент современной химии;
- расширить и закрепить базовые понятия химии, необходимые для дальнейшего изучения естественнонаучных и профессиональных дисциплин;
- развить умения и навыки экспериментальной работы, применения полученных знаний для решения практических задач в профессиональной деятельности.

Код компетенции	Содержание компетенций	Перечень планируемых результатов обучения по дисциплине
ОПК-1	способность представлять адекватную современному уровню знаний научную картину мира на основе знания основных положений, законов и методов естественных наук и математики	знать: – основные законы химии, свойства химических элементов и их соединений; уметь: – применять полученные знания по химии при изучении других дисциплин, выделять химическую составляющую в прикладных задачах в профессиональной деятельности; владеть: – навыками проведения химического эксперимента, способностью работать на современной аппаратуре для проведения эксперимента.

2. МЕСТО ДИСЦИПЛИНЫ В СТРУКТУРЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЙ ПРОГРАММЫ

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

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

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

3. РАСПРЕДЕЛЕНИЕ ОБЪЕМА ДИСЦИПЛИНЫ

3.1. Распределение объема дисциплины по формам обучения

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	54	18	36	-	54	-	зачет
Заочная	1	-	108	12	4	8	-	92	кр	зачет
Заочная (ускоренное обучение)	1	-	72	8	4	4	-	60	кр	зачет
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)	54	8	54
Лекции (Лк)	18	8	18
Лабораторные работы (ЛР)	36	-	36
II. Самостоятельная работа обучающихся (СР)	54	-	54
Подготовка к лабораторным работам	27	-	27
Подготовка к зачету в течение семестра	27	-	27
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 набора 2015, 2016, 2017, 2018 годов:

№ раз- дел а и те мы	Наименование раздела и тема дисциплины	Трудо- ем- кость, (час.)	Виды учебных занятий, включая самостоятельную работу обучающихся и трудоемкость; (час.)		
			учебные занятия		самостоя- тельная работа обучающихся
			лекции	лабораторные работы	
1	2	3	4	5	7
1.	Общая и неорганическая химия	45	7	18	20
1.1.	Периодический закон Д.И.Менделеева и строение атома	22	2	10	10
1.2.	Химическая связь и строение молекул	6	1	-	5
1.3.	Общие свойства растворов	17	4	8	5
2.	Физическая и коллоидная химия	40	7	10	23
2.1.	Основы химической термодинамики	9	2	2	5
2.2.	Основы химической кинетики	13	2	4	7
2.3.	Электрохимические процессы	15	2	4	9
2.4.	Дисперсные системы	3	1	-	2
3.	Аналитическая химия	12	-	8	4
3.1.	Качественный химический анализ	6	-	4	2
3.2.	Количественный химический анализ	6	-	4	2
4.	Высокомолекулярные соединения (ВМС)	11	4	-	7
4.1.	Классификация полимеров	5	2	-	3
4.2.	Важнейшие полимерные материалы, используемые в технике и технологиях: строение и свойства	6	2	-	4
ИТОГО		108	18	36	54

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

№ раз- дел а и те мы	Наименование раздела и тема дисциплины	Трудо- ем- кость, (час.)	Виды учебных занятий, включая самостоятельную работу обучающихся и трудоемкость; (час.)		
			учебные занятия		самостоя- тельная работа обучаю- щихся
			лекции	лабораторные работы	
1	2	3	4	5	7
1.	Общая и неорганическая химия	27	1	-	26
1.1.	Периодический закон Д.И.Менделеева и строение атома	9	1	-	8
1.2.	Химическая связь и строение молекул	4	-	-	4
1.3.	Общие свойства растворов	14	-	-	14
2.	Физическая и коллоидная химия	39	3	4	32
2.1.	Основы химической термодинамики	10	-	2	8
2.2.	Основы химической кинетики	12	2	2	8
2.3.	Электрохимические процессы	11	1	-	10
2.4.	Дисперсные системы	6	-	-	6
3.	Аналитическая химия	14	-	4	10

3.1.	Качественный химический анализ	6	-	2	4
3.2.	Количественный химический анализ	8	-	2	6
4.	Высокомолекулярные соединения (ВМС)	24	-	-	24
4.1.	Классификация полимеров	6	-	-	6
4.2.	Важнейшие полимерные материалы, используемые в технике и технологиях: строение и свойства	18			18
	ИТОГО	104	4	8	92

- для заочной формы обучения (ускоренное обучение) набора 2016, 2017 годов:

№ раздела и темы	Наименование раздела и тема дисциплины	Трудоемкость, (час.)	Виды учебных занятий, включая самостоятельную работу обучающихся и трудоемкость; (час.)		
			учебные занятия		самостоятельная работа обучающихся
			лекции	лабораторные работы	
1	2	3	4	5	7
1.	Общая и неорганическая химия	21	1	-	20
1.1.	Периодический закон Д.И.Менделеева и строение атома	6	1	-	5
1.2.	Химическая связь и строение молекул	4	-	-	4
1.3.	Общие свойства растворов	11	-	-	11
2.	Физическая и коллоидная химия	37	3	4	30
2.1.	Основы химической термодинамики	10	-	2	6
2.2.	Основы химической кинетики	10	2	2	6
2.3.	Электрохимические процессы	7	1	-	6
2.4.	Дисперсные системы	6	-	-	6
3.	Аналитическая химия	5	-	-	5
3.1.	Качественный химический анализ	3	-	-	3
3.2.	Количественный химический анализ	2	-	-	2
4.	Высокомолекулярные соединения (ВМС)	5	-	-	5
4.1.	Классификация полимеров	3	-	-	3
4.2.	Важнейшие полимерные материалы, используемые в технике и технологиях: строение и свойства	2	-	-	2
	ИТОГО	68	4	4	60

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			3
1.1.	Периодический закон Д.И.Менделеева и строение атома	Квантово-механическая модель строения атома. Квантовые числа. Принципы электронного строения атома: наименьшей	лекция-беседа (1 час.)

		<p>энергии, Паули, Хунда, Клечковского. Электронные и графические формулы атомов.</p> <p>Сущность Периодического закона Д.И.Менделеева. Строение Периодической системы химических элементов Д.И.Менделеева. Изменение кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств элементов и их соединений в группах и периодах. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И.Менделеева в свете теории строения атома.</p>	
1.2.	Химическая связь и строение молекул	<p>Механизмы образования химической связи: обменный и донорно-акцепторный. Виды химической связи: ковалентная (полярная, неполярная), ионная, металлическая, водородная. Объяснение ковалентной связи с точки зрения метода валентных связей (МВС). Роль межмолекулярных взаимодействий при проявлении физико-химических свойств веществ, явлений самосборки биологических молекул, супрамолекулярных и наносистем. Понятие гибридизации орбиталей. Характер химической связи в комплексных соединениях. Строение и устойчивость комплексных ионов.</p>	лекция-беседа (1 час.)
1.3.	Общие свойства растворов	<p>Классификация растворов по различным признакам. Способы выражения состава растворов. Законы Вант-Гоффа и Рауля для разбавленных растворов неэлектролитов. Эбуллиоскопия и криоскопия, их применение.</p> <p>Основные положения теории электролитической диссоциации С.Аррениуса. Степень и константа диссоциации. Слабые и сильные электролиты. Гидролиз солей. Составление ионных уравнений гидролиза. Ступенчатый характер гидролиза. Зависимость степени гидролиза от разбавления. Обратимый и необратимый гидролиз.</p> <p>Объяснение свойств воды в свете электронно-ионных представлений. Водородные связи. Электролитическая диссоциация воды. Ионное произведение воды. Понятие рН. Методы определения рН.</p> <p>Окислительно-восстановительные процессы, протекающие с участием воды. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций, протекающих в водных растворах.</p>	лекция-беседа (1 час.)
2. Физическая и коллоидная химия			3
2.1.	Основы химической	Первое начало термодинамики. Закон Гесса	лекция-беседа

	термодинамики	как следствие первого начала термодинамики. Следствия из закона Гесса. Второе и третье начало термодинамики. Энтропия как критерий самопроизвольности процесса. Характеристические функции: энергия Гельмгольца, энергия Гиббса. Направление протекания химических процессов.	(0,5 час.)
2.2.	Основы химической кинетики	Скорость химической реакции и факторы, влияющие на нее. Закон действующих масс. Правило Вант Гоффа. Энергия активации. Теория катализа. Химическое равновесие и его смещение. Принцип Ле-Шателье, его практическое значение.	лекция-беседа (0,5 час.)
2.3.	Электрохимические процессы	Понятие об электродном потенциале. Формула Нернста. Ряд относительных стандартных потенциалов. Гальванический элемент как химический источник электрического тока. Коррозия металлов и ее виды. Методы защиты металлов от коррозии. Электролиз. Катодные и анодные процессы при электролизе. Законы электролиза.	лекция-беседа (1 час.)
2.4.	Дисперсные системы	Дисперсные системы: классификация и методы получения. Коагуляция и устойчивость дисперсных систем.	лекция-беседа (1 час.)
3. Аналитическая химия			-
3.1.	Качественный химический анализ	Аналитический сигнал и его виды. Качественные реакции катионов и анионов.	-
3.2.	Количественный химический анализ	Методы количественного химического анализа: кислотно-основное и окислительно-восстановительное титрование, гравиметрический и колориметрический анализ. Электрохимические методы анализа.	-
4. Высокомолекулярные соединения (ВМС)			2
4.1.	Классификация полимеров	Природные, искусственные и синтетические полимеры. Методы получения синтетических полимеров: поликонденсация и полимеризация. Белки как биополимеры. Структура белков.	лекция- беседа (1 час.)
4.2.	Важнейшие полимерные материалы, используемые в технике и технологиях: строение и свойства	Зависимость свойств от состава и структуры полимеров. Полимерные смолы: полиэтилен, полипропилен, полибутадиен, полиизопрен, поливинилхлорид, политетрафторэтилен, полиформальдегид, свойства и применение. Поликонденсационные смолы: фенолформальдегидная, эпоксидная, свойства и применение. Полимеризационные смолы: полиэтилен, полипропилен, полистирол, полиизопрен, полибутадиен, поливинилхлорид,	лекция- беседа (1 час.)

		политетрафторэтилен, свойства и применение. Поликонденсационные смолы: фенолформальдегидная, эпоксидная, свойства и применение.	
--	--	--	--

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	4	-
2	3.	Определение молярной массы эквивалентов металла	4	-
3	1.	Строение атома и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева	2	-
4	2.	Определение теплового эффекта реакции нейтрализации	2	-
5	2.	Определение скорости химической реакции	4	-
6	1.	Приготовление растворов заданной концентрации	2	-
7	1.	Изучение электролитической диссоциации и реакций в растворах электролитов	4	-
8	1.	Изучение окислительно-восстановительных реакций	2	-
9	2.	Изучение электрохимических процессов	4	-
10	1.	Изучение химических свойств металлов	2	-
11	1.	Изучение комплексных соединений	2	-
12	3.	Качественные реакции на катионы и анионы	4	-
ИТОГО			36	-

4.4. Семинары/ практические занятия

Учебным планом не предусмотрено

4.5. Контрольные мероприятия: контрольная работа

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

Структура: 5 заданий: №1 – составление электронно-графических формул атомов и ионов; расчеты по химическим формулам и уравнениям, объяснение свойств элементов и их соединений с точки зрения положения элементов в Периодической системе Д.И. Менделеева; №2 – проведение химико-термодинамических расчетов; определение кинетических параметров химической реакции; №3 и №4 – установление состава (концентрации) растворов; классификация, свойства и получение дисперсных систем; составление уравнений реакции гидролиза соли, определение реакции среды (рН) растворов; определение коллигативных свойств растворов; №5 – подбор коэффициентов в уравнении окислительно-восстановительной реакции; определение количественных параметров электрохимических процессов, протекающих в гальваническом элементе и при электролизе; составление уравнений катодного и анодного процессов.

Основная тематика:

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

Рекомендуемый объем: 7-8 листов формата А4.

Выдача задания, прием контрольной работы проводится в соответствии с календарным учебным графиком.

<i>Оценка</i>	<i>Критерии оценки контрольной работы</i>
Отлично	выполнены все задания, могут иметься 2-3 несущественных недочета, не повлиявшие на конечный результат решения, работа хорошо оформлена
Хорошо	выполнены все задания, могут иметься 4-6 недочетов, не повлиявших на конечный результат решения, работа хорошо оформлена
Удовлетворительно	не выполнены все задания или выполненная часть заданий содержит ошибки, приведшие к неправильным ответам, работа аккуратно оформлена
Неудовлетворительно	работа не выполнена и не сдана в установленные сроки или все задания выполнены с множественными существенными ошибками, приведшими к неправильным ответам; работа возвращается на доработку, обучающемуся назначается консультация

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

<i>№, наименование разделов дисциплины</i>	<i>Кол-во часов</i>	<i>Компетенции</i>	<i>Σ комп.</i>	<i>t_{ср}, час</i>	<i>Вид учебной работы</i>	<i>Оценка результатов</i>
		<i>ОПК-1</i>				
1	2	3	4	5	6	7
1. Общая и неорганическая химия	43	+	1	43	Лк, ЛР, СР	1к, тесты, зачет
2. Физическая и коллоидная химия	42	+	1	42	Лк, ЛР, СР	1к, тесты, зачет
3. Аналитическая химия	12	+	1	12	ЛР, СР	1к, тесты, зачет
4. Высокомолекулярные соединения (ВМС)	11	+	1	11	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	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	Задачи и упражнения по общей химии: Учеб. пособие/ Б.И. Адамсон, О.Н. Гончарук, В.Н. Камышова и др.; Под ред. Н.В. Коровина. – изд. 2-е., испр. – М.: Высш. шк., 2004. – 255 с.	Лк, кр, СР	15	0,75
7	Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии: учебно-практическое пособие / Под ред.	СР	20	1

	В. А. Попкова. - 14-е изд. - М. : Юрайт, 2015. - 236 с. -			
8	Неорганическая химия. Часть 1. Теоретические основы химии: Учебное пособие / Сибирский федеральный университет. – Красноярск: Сибирский федеральный университет (3-е изд.), 2007. – 119 с. http://window.edu.ru/resource/720/60720	Лк	1(ЭУ)	1
9	Общая и неорганическая химия: Справочное пособие для студентов 1 курса.- Гропянов В.М., Михайлова И.С., Хотемлянская Д.Л., Луканина Т.Л.- 2005г.- 77 с. http://window.edu.ru/resource/207/76207/files/obshinorg.pdf	кр	1(ЭУ)	1
10	Химический минимум. Классы неорганических соединений. Строение вещества. Растворы (для самостоятельной работы студентов): Учебное пособие.- Луканина Т.Л., Овчинникова Т.Т.- 2010г. – 128 с. http://window.edu.ru/resource/203/76203/files/LAST_METH_GRIF.pdf	кр	1(ЭУ)	1

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

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

9. МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ДЛЯ ОБУЧАЮЩИХСЯ ПО ОСВОЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ

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

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

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

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

- *текущий контроль* учебных достижений обучающихся проводится после изучения каждого раздела с использованием технических средств обучения на базе электронного банка тестовых заданий (550 заданий) – тестовой оболочки (VTS).

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

- *зачет*. К сдаче зачета допускаются студенты, которые выполнили лабораторные работы и сдали отчеты по ним, выполнили и защитили контрольную работу и набрали в течение изучения дисциплины не менее 30 баллов.

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	12	6,0
Отчет по лабораторной работе	0 - 0,5	12	6,0
Самостоятельное изучение 4 тем и составление конспектов: 1. Важнейшие классы неорганических соединений; 2. Окислительно-восстановительные реакции; 3. Коллигативные свойства растворов; 4. Количественный химический анализ.	0 - 2,0 0 - 2,0 0 - 3,0 0 - 2,0	4	9

ВСЕГО по текущей работе				30,0
Текущие проверочные работы				
Текущий тестовый контроль №1, №2, №3, №4 с использованием технических средств обучения и тестовой оболочки VTS	0 - 5,0	4	20,0	
ВСЕГО по проверочным работам				20,0
Контрольная работа				
Защита контрольной работы	0 – 10,0	1	10,0	
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 позволит обучающемуся овладеть умениями самостоятельно ставить химические опыты, фиксировать свои наблюдения и измерения, анализировать их, делать выводы.

Целью лабораторных работ является:

- обобщение, систематизация, углубление, закрепление полученных теоретических знаний по конкретным темам учебной дисциплины Химия;
- формирование умений применять полученные знания на практике, реализация единства интеллектуальной и практической деятельности;
- развитие интеллектуальных умений у будущих бакалавров: аналитических, проектировочных, конструктивных и др.
- выработка при решении поставленных задач таких профессионально значимых качеств, как самостоятельность, ответственность, точность, творческая инициатива.

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

Лабораторные работы выполняются по письменным инструкциям. Каждая инструкция содержит краткие теоретические сведения, относящиеся к данной работе, перечень необходимого оборудования, порядок выполнения работы, вопросы и задания для защиты лабораторной работы, контрольные вопросы и литературу. Внимательное изучение методических указаний поможет выполнить работу.

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

Подготовка к лабораторной работе. 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 налета.
7. *Изучение взаимодействия кислоты с солью.* К раствору нитрата серебра добавить раствор соляной кислоты. Отметить появление осадка.
8. *Изучение взаимодействия кислоты со щелочью.* В пробирку налить 1 мл 2 н раствора гидроксида натрия и 1–2 капли фенолфталеина и прибавить по каплям 2 н раствор соляной кислоты до исчезновения малиновой окраски.
9. *Получение кислой соли.* В пробирку, снабженную газоотводной трубкой, поместить карбонат кальция и налить 2 н раствор соляной кислоты. Выделившийся газ пропустить через раствор гидроксида кальция. Пронаблюдать за образованием осадка нормальной соли и дальнейшим растворением осадка вследствие образования кислой соли.
10. *Получение основной соли.* К 2 н раствору сульфата меди по каплям прибавить 10%-й раствор аммиака до образования осадка основной соли.

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

Задания для самостоятельной работы:

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

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

Рекомендации по выполнению задания 1 и подготовке к лабораторной работе:

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

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

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

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

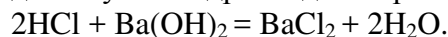
Таким образом, только кислотные оксиды находятся в ответе 3.

Задание 2. Какая пара веществ реагирует с гидроксидом бария?

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

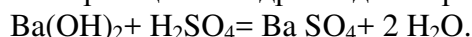
Рекомендации по выполнению задания 2 и подготовке к лабораторной работе:

Соляная кислота HCl взаимодействует с гидроксидом бария:

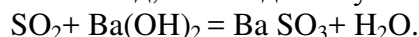


Оксид меди (II) CuO – основной оксид, основания с основными оксидами не взаимодействуют.

Серная кислота H_2SO_4 вступает в реакцию с гидроксидом бария:

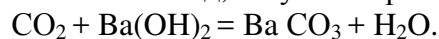


Оксид серы (IV) SO_2 – кислотный оксид, взаимодействует с основаниями:



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

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



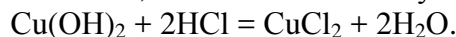
Таким образом, с гидроксидом бария реагирует пара веществ, указанных в ответе 2.

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

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

Рекомендации по выполнению задания 3 и подготовке к лабораторной работе:

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

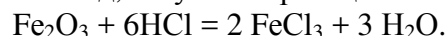


Серебро Ag стоит в ряду напряжений после водорода, в реакцию с соляной кислотой не вступает.

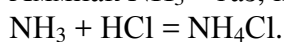
Карбонат кальция CaCO_3 реагирует с соляной кислотой:



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

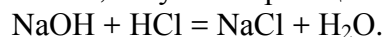


Аммиак NH_3 – газ, проявляет свойства основания, взаимодействует с кислотой:



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

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



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

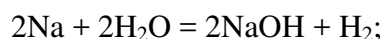
Таким образом, соляная кислота реагирует с веществами, указанными в ответе 2.

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

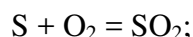
Рекомендации по выполнению задания 4 и подготовке к лабораторной работе:

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

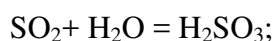
- 1) щелочной металл натрий взаимодействует с водой с образованием щёлочи и выделением водорода:



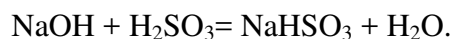
- 2) неметалл сера окисляется в кислотный оксид:



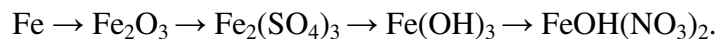
- 3) при взаимодействии оксида серы (IV) образуется сернистая кислота:



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

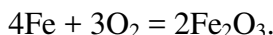


Задание 5. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

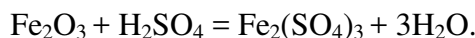


Рекомендации по выполнению задания 5 и подготовке к лабораторной работе:

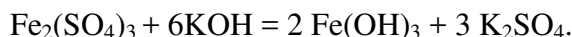
Окисляя железо, получаем оксид железа (III):



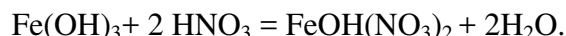
Действуя на оксид железа (III) серной кислотой, получаем среднюю соль – сульфат железа (III):



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



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



Основная литература

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

Дополнительная литература

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

Контрольные вопросы для самопроверки

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

Напишите уравнения соответствующих реакций.

Лабораторная работа №2. Определение молярной массы эквивалентов металла

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

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

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

Порядок выполнения.

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

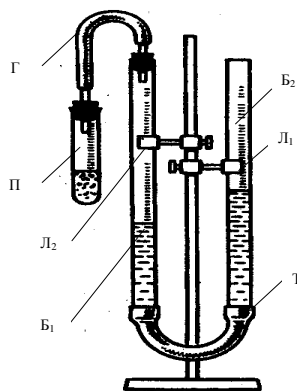


Рис.2.1. Лабораторная установка для определения эквивалентной массы металла

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

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

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

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

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

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

Таблица 2.1- Исходные данные для расчета

Величины и их обозначения	Размерность	Численное значение
Навеска металла, m	кг	

Объем выделившегося водорода, V	л	
Температура, t	°С	
Абсолютная температура, T_o	К	273
Атмосферное давление, P_o	кПа	101,325
Давление насыщенного водяного пара при данной температуре, P_{H_2O}	кПа	
Парциальное давление водорода, P_{H_2}	кПа	

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

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

$$\frac{V_o \cdot P_o}{T_o} = \frac{V \cdot P_{H_2}}{T}; \quad V_o = \frac{T_o \cdot V_{H_2} \cdot P_{H_2}}{P_o \cdot T},$$

где T_o – абсолютная температура, 273 К

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

P_{H_2O} – давление насыщенного водяного пара при данной температуре, определяется по справочной таблице [3].

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

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

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

m – масса навески металла, кг;

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

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

2. Рассчитать относительную погрешность опыта по формуле:

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

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

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

Задания для самостоятельной работы:

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

Рекомендации по выполнению задания 1 и подготовке к лабораторной работе:

Рассчитаем процентное содержание алюминия и серы в Al_2S_3 из пропорции:

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

$$100,0 \quad \quad \quad \text{г} \quad \text{х г } Al$$

$$Al_2S_3 \text{ содержит}$$

$$x = 36 \text{ г}$$

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

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

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

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

Рекомендации по выполнению задания 2 и подготовке к лабораторной работе:

Вспользуемся математическим выражением закона эквивалентов:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_{\text{Э1}}}{M_{\text{Э2}}}, \text{ откуда } M_{\text{ЭMeO}} = \frac{5 \cdot 1}{0,25} = 20 \text{ г / моль.}$$

где $M_{\text{ЭH}} = 1$.

Эквивалент оксида равен сумме эквивалентов кислорода и соединенного с ним элемента, т.е. $M_{\text{ЭMeO}} = M_{\text{ЭMe}} + M_{\text{ЭO}}$. Зная, что $M_{\text{ЭO}} = 8$, находим $M_{\text{ЭMeO}}$:

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

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

Рекомендации по выполнению задания 3 и подготовке к лабораторной работе:

Определим процентное содержание неизвестного элемента в соединении:

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

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

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

Рассчитаем атомную массу элемента по формуле:

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

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

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

Рекомендации по выполнению задания 4 и подготовке к лабораторной работе:

Согласно закону эквивалентов

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

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

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

Рекомендации по выполнению задания 5 и подготовке к лабораторной работе:

Согласно закону эквивалентов:

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

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

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

Отсюда находим:

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

Основная литература

1. Глинка, Н. Л. Общая химия : учебник для бакалавров / Н. Л. Глинка. - 19-е изд., перераб. и доп. - М. : Юрайт, 2014. - 900 с. - (Бакалавр. Базовый курс)
2. 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. Дайте определение моля эквивалента вещества.
2. Как рассчитывают молярные массы эквивалента элемента, оксида, основания, кислоты, соли?
3. Приведите примеры химических соединений с молярной массой, равной молярной массе эквивалента.
4. Определите массу трех молей эквивалентов гидроксида натрия.
5. Какие практические методы определения эквивалента элемента, эквивалента сложного вещества существуют?

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

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

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

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

Порядок выполнения: При проведении данной дискуссии используется организационная методика «вопрос-ответ». Это разновидность простого собеседования, в котором принимают участие все участники дискуссии: одни отвечают на поставленные вопросы, другие – дополняют или уточняют их ответ, третьи - приводят примеры и т.д. Применяется

определенная форма постановки вопросов для собеседования с участниками дискуссии-диалога, позволяющая организовать развернутое обсуждение:

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

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

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

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

Таблица 3.1

Вариант	Элемент	Ион	Вариант	Элемент	Ион
1	S	S 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 по вышеприведенной форме (п. 9.3)

Задания для самостоятельной работы:

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

Рекомендации по выполнению задания 5. Электронная конфигурация атома серы $1s^22s^22p^63s^23p^4$. До устойчивого октета на внешнем уровне атому недостает двух электронов. Принимая их, атом серы проявляет свойства окислителя (например, в H_2S): $\text{S} + 2e \rightarrow \text{S}^{2-}$.

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

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

Основная литература

1. Глинка, Н. Л. Общая химия : учебник для бакалавров / Н. Л. Глинка. - 19-е изд., перераб. и доп. - М. : Юрайт, 2014. - 900 с. - (Бакалавр. Базовый курс)
2. 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 №4. Определение теплового эффекта реакции нейтрализации

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

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

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

Порядок выполнения:

1. *Ознакомление со строением calorиметрической установки.* Тепловой эффект реакции нейтрализации азотной кислоты гидроксидом калия измеряют в calorиметрической установке, схема которой изображена на рис. 4.1. Она состоит из двух calorиметрических сосудов: наружного 4 и внутреннего 3. Во избежание потерь теплоты через стенки calorиметрического сосуда он помещается на подставку из пенопласта (материал с малой теплопроводностью). Calориметр закрывается крышкой 5 с тремя отверстиями: для воронки 2, мешалки 1 и термометра 6.

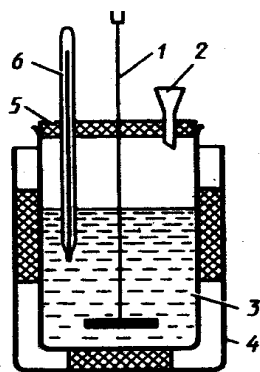


Рис. 4.1. Calориметрическая установка: 1 – мешалка; 2 – воронка; 3 – внутренний calorиметрический сосуд; 4 – наружный calorиметрический сосуд; 5 – крышка; 6 – термометр

2. *Проведение реакции нейтрализации азотной кислоты гидроксидом калия в calorиметрической установке.* Собрать calorиметрическую установку и через воронку в calorиметрический 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 calorиметром. 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_k . Результаты измерений занести в таблицу 4.1. Значение массы калориметрического сосуда получить у лаборанта.

Таблица 4.1 - Результаты измерений температуры

Масса калориметрического сосуда m , кг	Суммарный объем жидкости в стакане V , мл	Температура, К		
		$T_{\text{щелочи}}$	$T_{\text{кислоты}}$	T_k
	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 плотности воды, 1000 кг/м³); m_3 – масса калориметра, кг.

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

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

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

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

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

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

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

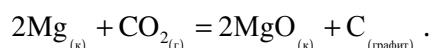
5. Рассчитать относительную погрешность $\delta_{\text{отн}}$ (%), сравнивая полученную в результате расчёта энтальпию $\Delta H_{\text{экспер}}$ с теоретической $\Delta H_{\text{теор}}$:

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

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

Задания для самостоятельной работы:

Задание 1. Рассчитать 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 $\text{Fe}_2\text{O}_{3(\text{к})}$ 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

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

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

Стандартные энтальпии образования $\text{CO}_{2(\text{г})}$ и $\text{CO}_{(\text{г})}$ 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 $\text{S}_{(\text{к})} + \text{O}_{2(\text{г})} = \text{SO}_{2(\text{г})}$ 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 $\text{SO}_{2(\text{г})}$ 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

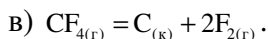
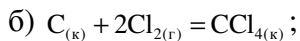
1. Глинка, Н. Л. Общая химия : учебник для бакалавров / Н. Л. Глинка. - 19-е изд., перераб. и доп. - М. : Юрайт, 2014. - 900 с. - (Бакалавр. Базовый курс)
2. Варданян, М. А. Химия : лабораторный практикум для технических направлений подготовки бакалавриата / М. А. Варданян, С. Ф. Лапина/ под ред. М. 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 $Q_{f\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}} < Q_{f\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}}$.
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) $\text{CaO}_{(\text{к})} + \text{CO}_{2(\text{г})} = \text{CaCO}_{3(\text{к})}$;



5. Для какого вещества энтальпия образования равна нулю?

а) H_2O_2 ; б) H_2SO_4 ; в) O_2 ; г) O_3 .

Лабораторная работа №5. Определение скорости химической реакции

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

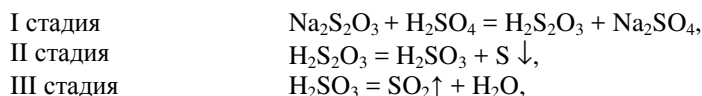
Задание: При подготовке к лабораторной работе изучить основные теоретические сведения с использованием литературы [1], [3]. из п.7. Ознакомиться с порядком выполнения лабораторной работы. Составить конспект.

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

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



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



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

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

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

Показатель	Номер пробирки		
	1	2	3
Объем 0,2 М раствора тиосульфата натрия, мл	15	10	5
Объем дистиллированной воды, мл	0	5	10

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

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

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

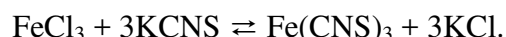
Нагреть водяную баню, приливая в неё горячую воду так, чтобы температура бани на 25–30 °С превышала комнатную. Опустить в баню пробирку № 3 с раствором и пробирку с серной кислотой. В пробирку № 3 опустить термометр и следить за повышением температуры. Как только температура пробирки № 3 станет на 20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

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

Таблица 5.2 - Результаты изучения влияния температуры на скорость реакции

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

3. *Изучение смещения химического равновесия при изменении концентрации веществ.* Обратимая реакция между хлоридом железа (III) и роданидом калия протекает по уравнению



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

В большую пробирку налить 10 мл 0,0025 н раствора хлорида железа (III) и добавить такое же количество 0,0025 н раствора роданида калия. Раствор размешать стеклянной палочкой и разлить в предварительно пронумерованные четыре пробирки. Пробирку № 4 с раствором оставить в качестве контрольной (для сравнения). Внести в пробирку № 1 несколько капель концентрированного раствора хлорида железа, в пробирку № 2 – несколько

капель насыщенного раствора роданида калия, в пробирку № 3 – несколько кристаллов хлорида калия. Осторожно перемешать растворы в пробирках и сопоставить интенсивности окраски полученных растворов с цветом исходного раствора в контрольной пробирке № 4.

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

Таблица 5.3 - Результаты изучения влияния концентрации веществ на смещение равновесия

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

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

Задания для самостоятельной работы:

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

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

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

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

Вычислим изменение концентрации реагирующего вещества А:

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

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

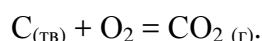
Задание 2. Составить выражение для скорости реакции в гомогенной системе:



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

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

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



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

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

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

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

т. е. скорость реакции возрастает в восемь раз.

Задание 5. Изменение каких условий способствует смещению равновесия вправо?



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

- увеличение концентрации N_2O_4 ;
- уменьшение концентрации NO_2 ;
- повышение температуры;
- понижение давления.

Основная литература

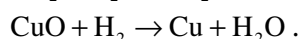
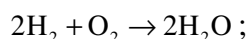
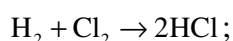
- Глинка, Н. Л. Общая химия : учебник для бакалавров / Н. Л. Глинка. - 19-е изд., перераб. и доп. - М. : Юрайт, 2014. - 900 с. - (Бакалавр. Базовый курс)
- Варданян, М. А. Химия : лабораторный практикум для технических направлений подготовки бакалавриата / М. А. Варданян, С. Ф. Лапина/ под ред. М. А.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

Дополнительная литература

- 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.
- Задачи и упражнения по общей химии: Учеб. пособие/ Б.И. Адамсон, О.Н. Гончарук, В.Н. Камышова и др.; Под ред. Н.В. Коровина. – изд. 2-е., испр. – М.: Высш. шк., 2004. – 255 с.

Контрольные вопросы для самопроверки

1. Напишите математическое выражение скорости для следующих реакций:



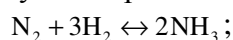
2. Как изменяется скорость реакции $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}_2$

а) при увеличении концентрации NO в два раза;

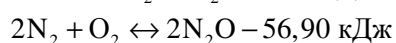
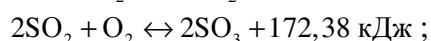
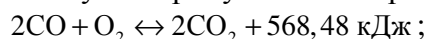
б) при одновременном увеличении концентрации NO и O_2 в три раза?

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

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



5. В какую сторону сместятся равновесия



а) при понижении температуры;

б) при повышении давления?

Лабораторная работа №6. Приготовление растворов заданной концентрации

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

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

1. Приготовить раствор хлорида натрия с заданной массовой долей соли разбавлением концентрированного раствора.
2. Приготовить водный раствор хлорида натрия из кристаллической соли, определить его массовую долю и рассчитать массу навески.

Порядок выполнения:

1. *Приготовление раствора хлорида натрия с заданной массовой долей соли разбавлением концентрированного раствора.* В мерный цилиндр налить раствор хлорида натрия и ареометром (см. рис. 6.1) определить его плотность. По справочной таблице найти концентрацию исходного раствора (в % по массе). Рассчитать, сколько миллилитров исходного раствора и воды следует взять для приготовления 250 мл 5% раствора. Воду отмерить цилиндром и вылить в мерную колбу объемом 250 мл. Исходный раствор поваренной соли отмерить цилиндром на 100 мл и влить в колбу с водой. Раствор в колбе перемешать. Цилиндр ополоснуть небольшим объемом раствора из колбы, который затем присоединить к общей массе раствора в колбе.

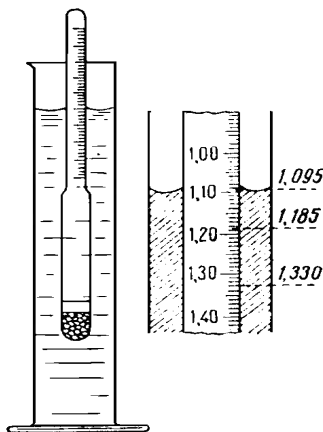


Рис. 6.1. Ареометр и отсчет по его шкале

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

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

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

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

Таблица 6.1 - Опытные данные

Массовая доля, ω % заданная	Плотность ρ , кг/м ³	Рассчитанные массы компонентов, г		Плотность экспериментальная, ρ , кг/м ³	Экспериментальные концентрации			$\delta_{\text{отн}}$, %
		NaCl	H ₂ O		$\omega_{\text{эксп}}$	c(B)	c _{экр} (B)	

--	--	--	--	--	--	--	--	--

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

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

Задания для самостоятельной работы:

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

Рекомендации по выполнению задания 1 и подготовке к лабораторной работе:

По справочной таблице находим, что плотности $1,84 \text{ г/см}^3$ соответствует кислота с содержанием 96% H_2SO_4 , а 20% раствору соответствует кислота с плотностью $1,14 \text{ г/см}^3$.

Вычислим количества исходной кислоты и воды требующиеся для получения заданного объема раствора. Масса его составляет $500 \cdot 1,14 = 570 \text{ г}$, а содержание в нем H_2SO_4 равно

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

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

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

x мл исходной кислоты содержит 114 г H_2SO_4

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

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

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

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

Рекомендации по выполнению задания 2 и подготовке к лабораторной работе:

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

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

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

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

$$x = \frac{201,315}{100} = 2,0131 \text{ г NaCl}$$

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

Основная литература

1. Глинка, Н. Л. Общая химия : учебник для бакалавров / Н. Л. Глинка. - 19-е изд., перераб. и доп. - М. : Юрайт, 2014. - 900 с. - (Бакалавр. Базовый курс)
2. 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. Что такое растворы?
2. Приведите классификацию растворов.
3. Какие способы выражения концентраций растворов существуют?
4. Сформулируйте закон эквивалентов для растворов?
5. Как приготовить:
 - а) 5% раствор хлорида натрия массой 200 г;
 - б) 2М раствор серной кислоты объемом 1 л;
 - в) 2Н раствор серной кислоты объемом 1 л.Приведите соответствующие расчеты.

Лабораторная работа №7. Изучение электролитической диссоциации и реакций в растворах электролитов

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

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

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

Ознакомиться с порядком выполнения лабораторной работы. Составить конспект.

Порядок выполнения:

1. Изучение характера электролитической диссоциации гидроксидов. В две пробирки внести по 10 капель 0,5н раствора: в первую – 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. Полученные результаты внести в таблицу 7.1. По изменению окраски лакмуса сделать вывод о реакции среды в растворе каждой соли.

Таблица 7.1 - Реакция среды в растворах солей

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

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

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

Задания для самостоятельной работы:

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

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

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

Благодаря тому, что константа диссоциации слабого электролита при данной температуре – величина постоянная, можно искусственно изменять концентрации отдельных ионов в растворе. Если увеличить концентрацию CH₃COO⁻, то в силу постоянства K концентрация ионов водорода должна понизиться. Увеличения же концентрации ионов CH₃COO⁻ 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: $\text{Na}_2\text{SO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$,
сокращенное ионно-молекулярное уравнение: $\text{SO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ = \text{SO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$;

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

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

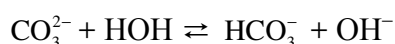
Задание 3. Вычислить pH раствора, если $[\text{H}^+] = 0,0001 = 10^{-4}$ моль/л.

Рекомендации по выполнению задания 3 и подготовке к лабораторной работе.

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

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

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



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

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

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



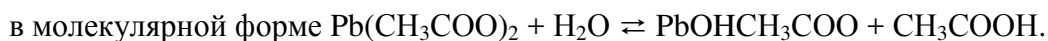
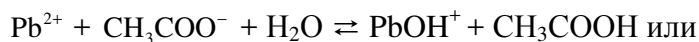


В растворе появляется избыток ионов водорода, поэтому раствор CuCl_2 имеет кислую реакцию ($\text{pH} > 7$).

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:



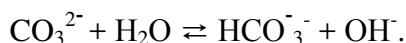
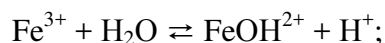
Ионно-молекулярное уравнение



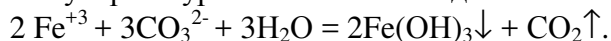
Реакция раствора $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ зависит от относительной силы кислоты и основания, образующих соль. Если $K_{\text{кисл}} = K_{\text{осн}}$, то катион и анион гидролизуются в равной степени и реакция раствора будет нейтральной ($\text{pH} = 7$). Если $K_{\text{кисл}} < K_{\text{осн}}$, 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.

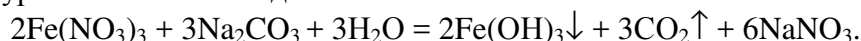
Рекомендации по выполнению задания 2 и подготовке к лабораторной работе. Соль $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ гидролизуеться по катиону, а Na_2CO_3 – по аниону:



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 №8. Изучение окислительно-восстановительных реакций

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

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

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

Порядок выполнения:

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

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

Задания для самостоятельной работы:

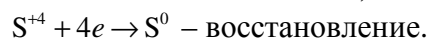
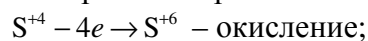
Задание 1. Какие свойства может проявлять ион марганца Mn^{+7} ?

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

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

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

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



Поэтому диоксид серы SO_2 проявляет окислительно-восстановительную двойственность.

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

Рекомендации по выполнению задания 3 и подготовке к лабораторной работе.

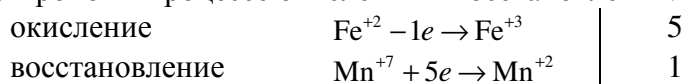
1. Записываем схему реакции:



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

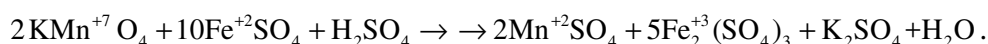


3. Записываем уравнения процессов окисления и восстановления и уравниваем число электронов в процессе окисления и восстановления:



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

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



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



6. По балансу атомов водорода определяем число молей воды:



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

Основная литература

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

Дополнительная литература

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

Контрольные вопросы для самопроверки

1. Какие реакции называются окислительно-восстановительными?
2. Какие из нижеприведенных реакций относятся к окислительно-восстановительным:
 - а) $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{HCl}$;
 - б) $\text{SO}_2 + \text{Br}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{HBr} + \text{H}_2\text{SO}_4$;
 - в) $\text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow \text{NH}_3 + \text{HCl}$;
 - г) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{KOH} \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3 + 3\text{K}_2\text{SO}_4$;
 - д) $\text{H}_2\text{SO}_3 + 2\text{H}_2\text{S} \rightarrow 3\text{S} + 3\text{H}_2\text{O}$;
 - е) $2\text{CuI}_2 \rightarrow 2\text{CuI} + \text{I}_2$;
 - ж) $\text{CuCl}_2 + \text{Na}_2\text{S} \rightarrow \text{CuS} + 2\text{NaCl}$;
 - з) $\text{NH}_4\text{NO}_2 \rightarrow \text{N}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$.
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 №9. Изучение электрохимических процессов

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

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

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

Порядок выполнения:

1. *Изучение образования гальванических пар при химических реакциях.* Внести в пробирку 10 капель 2 н серной кислоты и погрузить в неё кусочек гранулированного цинка (без примесей). Установить, наблюдается ли вытеснение водорода из серной кислоты. Внести в этот же раствор медную проволоку, не дотрагиваясь до цинка. Убедиться, что выделение водорода на меди не происходит. Коснуться медной проволокой кусочка цинка в пробирке. На поверхности меди появятся пузырьки водорода. Отнять медную проволоку от цинка и убедиться, что интенсивность выделения водорода снова изменяется.
2. *Изучение коррозии оцинкованного и луженого железа.* На пластинки оцинкованного и луженого железа поместить по 1 капле 2 н серной кислоты и гексацианоферрата (III) калия $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Красная кровяная соль $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ является чувствительным реактивом на ионы Fe^{2+} , при взаимодействии с которыми дает синее окрашивание. Результаты наблюдений занести в табл. 9.1.

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

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

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

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

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

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

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

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

Задания для самостоятельной работы:

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

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

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

Задание 2. Рассчитать потенциал системы $Br_2^0 + 2e \rightarrow 2Br^-$ в растворе при равновесных концентрациях $[Br_2] = 0,01$ моль/дм³, $[Br^-] = 0,1$ моль/дм³.

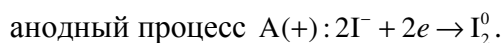
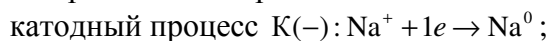
Рекомендации по выполнению задания 2 и подготовке к лабораторной работе. Подставив значения концентраций $C_{окис} = 0,01$ моль/дм³ и $C_{восст} = 0,1$ моль/дм³ в уравнение (2), с учетом стехиометрических коэффициентов получим

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

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

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

Схема процесса электролиза:



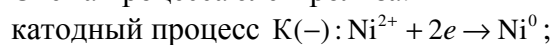
Задание 4. Составить схемы электродных процессов, протекающих при электролизе водного раствора сульфата никеля с никелевым анодом.

Рекомендации по выполнению задания 4 и подготовке к лабораторной работе. Стандартный потенциал никеля $\varphi_{\frac{\text{Ni}^{2+}}{\text{Ni}}} = -0,25 \text{ В}$ несколько больше, чем потенциал восстановления воды

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

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

Схема процесса электролиза:



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

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

Массу выделившейся меди рассчитывают по формуле:

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

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

Объем выделившегося кислорода рассчитывают по формуле:

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

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

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

Основная литература

1. Глинка, Н. Л. Общая химия : учебник для бакалавров / Н. Л. Глинка. - 19-е изд., перераб. и доп. - М. : Юрайт, 2014. - 900 с. - (Бакалавр. Базовый курс)
2. 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 №10. Изучение химических свойств металлов

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

Задание: При подготовке к лабораторной работе изучить основные теоретические сведения с использованием литературы [1], [3], [4] 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, FeCl₃). 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 H₂SO₄.

7. *Изучить качественные реакции на ионы Fe²⁺, Fe³⁺.* В одну пробирку внести 5 капель 0,1 М раствора FeSO₄, а во вторую – 5 капель 0,1 М раствора FeCl₃. В первую пробирку добавьте 2-3 капли раствора K₃[Fe(CN)₆]. Во вторую пробирку добавьте 2-3 капли раствора роданида аммония NH₄NCS.

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. 9.3)

Задания для самостоятельной работы:

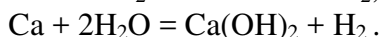
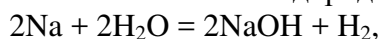
Задание 1. Написать уравнения реакций взаимодействия с водой следующих металлов: натрия, кальция, магния, железа.

Рекомендации по выполнению задания 1 и подготовке к лабораторной работе:

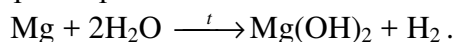
Взаимодействие металлов с водой – это окислительно-восстановительный процесс, в котором металл является восстановителем, а вода выполняет роль окислителя. Реакция протекает по схеме:



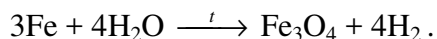
С водой при обычных условиях взаимодействуют щелочные и щелочноземельные металлы с образованием растворимых оснований и водорода:



Магний реагирует с водой при нагревании:



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



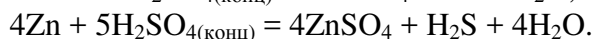
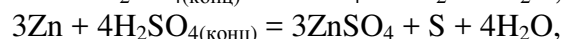
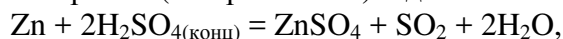
Металлы, имеющие положительные электродные потенциалы, не взаимодействуют с водой. Не взаимодействуют с водой 4d-элементы (кроме Cd), 5d-элементы и Cu (3d-элемент).

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

Рекомендации по выполнению задания 2 и подготовке к лабораторной работе:

Для металлов средней активности (Mn, Cr, Zn, Fe) соотношение продуктов восстановления зависит от концентрации кислоты. Общая тенденция такова: *чем выше концентрация H₂SO₄, тем глубже протекает восстановление.* Это означает, что формально

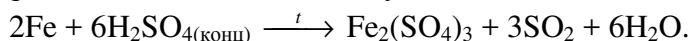
каждый атом серы $\overset{+6}{\text{S}}$ из молекул H₂SO₄ может забрать у металла не только два электрона (и перейти в $\overset{+4}{\text{S}}$), но и шесть электронов (и перейти в $\overset{0}{\text{S}}$) и даже восемь (и перейти в $\overset{-2}{\text{S}}$):



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



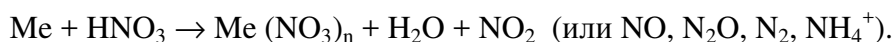
Холодная $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц})}$ пассивирует некоторые металлы (например, железо, хром, алюминий), что позволяет перевозить кислоту в стальной таре. При сильном нагревании концентрированная серная кислота взаимодействует и с этими металлами:



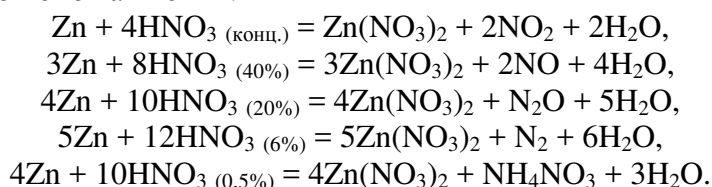
Задание 3. Написать уравнения реакций взаимодействия цинка, меди и железа с азотной кислотой.

Рекомендации по выполнению задания 3 и подготовке к лабораторной работе:

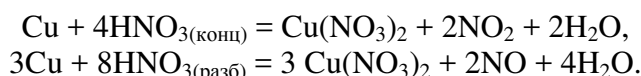
Уравнения окислительно-восстановительных реакций с участием HNO_3 составляются условно, с включением только одного продукта восстановления, образующегося в большем количестве:



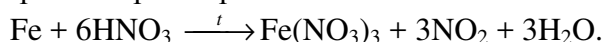
Например, в газовой смеси, образующейся при действии на достаточно активный металл цинк ($\varphi_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0 = -0,76 \text{ В}$) концентрированной (68 %-й) азотной кислоты, преобладает – NO_2 , 40 %-й – NO ; 20 %-й – N_2O ; 6 %-й – N_2 . Очень разбавленная (0,5 %-я) азотная кислота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



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



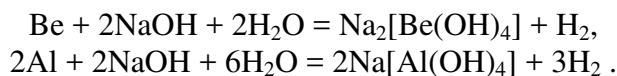
Fe начинает растворяться при нагревании:



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

Рекомендации по выполнению задания 4 и подготовке к лабораторной работе:

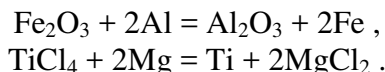
Некоторые металлы (Be, Al, Zn, Sn, Pb), которым соответствуют амфотерные гидроксиды, взаимодействуют с растворами щелочей. Растворение обычно сопровождается образованием гидроксокомплексов:



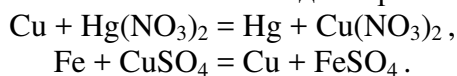
Задание 5. Приведите примеры реакций взаимодействия металлов с солями

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.
4. Металлы : учебное пособие / Т. А. Донская, М. А. Варданян [и др.]. - Братск : БрГУ, 2008. - 65 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 №11. Изучение комплексных соединений

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

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

1. Получить анионный комплекс - 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), внеся 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 $K_4[Fe(CN)_6]$. Действием раствора сульфида аммония проверить, обнаруживаются ли ионы Fe^{2+} в комплексной соли.

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

Задания для самостоятельной работы:

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

Рекомендации по выполнению задания 1 и подготовке к лабораторной работе:

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

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

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

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

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

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

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

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

откуда $x=3$.

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

Рекомендации по выполнению задания 2 и подготовке к лабораторной работе:

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

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

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

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

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

а формулу комплексного иона можно записать в виде $[\text{Al}(\text{NO}_2)_2(\text{H}_2\text{O})_4]^+$. Судя по названию, во внешней сфере находятся бромид-ионы Br^- , количество которых должно быть равно 1 согласно условию электронейтральности молекулы. Формула комплексного соединения: $[\text{Al}(\text{NO}_2)_2(\text{H}_2\text{O})_4]\text{Br}$. По количеству лигандов (два иона NO_2^- и четыре молекулы воды) определяем, что координационное число комплексообразователя равно 6.

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

Рекомендации по выполнению задания 3 и подготовке к лабораторной работе:

Лиганды 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.

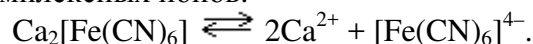
Рекомендации по выполнению задания 4 и подготовке к лабораторной работе:

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 $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_3\text{CN}]^+$.

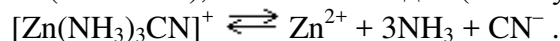
Рекомендации по выполнению задания 5 и подготовке к лабораторной работе:

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?

Лабораторная работа №12. Качественные реакции на катионы и анионы

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

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

1. Открыть катион аммония NH_4^+ .
2. Открыть катиона кальция Ca^{2+} .
3. Открыть катион бария Ba^{2+} .
4. Открыть катион цинка Zn^{2+} .
5. Обнаружить катион хрома Cr^{3+} .
6. Открыть катион алюминия Al^{3+} .
7. Открыть катион свинца Pb^{2+} .
8. Открыть катион железа (II) Fe^{2+} .
9. Открыть катион железа (III) Fe^{3+} .
10. Открыть катион серебра Ag^+ .
11. Открыть сульфат-ион SO_4^{2-} .
12. Открыть карбонат-ион CO_3^{2-} .
13. Открыть хлорид-ион Cl^- .
14. Открыть нитрат-ион NO_3^- .

Порядок выполнения:

Открытие катиона аммония NH_4^+ . К 3...4 каплям раствора соли аммония добавляют 2...3 капли концентрированного раствора щелочи. Пробирку слегка нагревают и к ее отверстию подносят влажную красную лакмусовую бумагу. Бумага синееет. *Реакция специфична.*

Открытие катиона кальция Ca^{2+} . К 1...2 каплям раствора соли кальция добавляют 2...3 капли раствора оксалата аммония. Образуется белый осадок. Проверяют растворимость осадка в HCl и CH_3COOH .

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

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

Обнаружение катиона хрома Cr^{3+} . К 2...3 каплям раствора соли $\text{Cr}(\text{III})$ добавляют 4...5 капель 2 н раствора NaOH , 2...3 капли 3 %-ного раствора H_2O_2 и нагревают до перехода окраски из зеленой в желтую. К части раствора после его охлаждения добавляют раствор HNO_3 до появления оранжевой окраски. Затем приливают 6...8 капель смеси эфира с изоамиловым спиртом и 2...3 капли раствора пероксида водорода. Смесь перемешивают.

Появление интенсивно-синей окраски органического слоя указывает на образование надхромовой кислоты $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_6$.

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

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

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

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

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

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

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

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

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

Открытие нитрат-иона NO_3^- . К 2...3 каплям раствора NaNO_3 на стеклянной пластинке добавляют 1...2 кристалла $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ и каплю концентрированного раствора H_2SO_4 . Вокруг кристалла появляется бурое пятно.

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

Задание 1 для самостоятельной работы:

На основании экспериментальных наблюдений заполните таблицу 12.1.

Таблица 12.1

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

Рекомендации по выполнению задания 1:

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

Основная литература

1. Глинка, Н. Л. Общая химия : учебник для бакалавров / Н. Л. Глинка. - 19-е изд., перераб. и доп. - М. : Юрайт, 2014. - 900 с. - (Бакалавр. Базовый курс)
2. 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.

Контрольные вопросы для самопроверки

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

9.2. Методические указания по выполнению контрольной работы

В процессе изучения курса химии обучающиеся должны выполнить контрольную работу. К выполнению контрольной работы можно приступить только тогда, когда будет усвоена определенная часть курса и тщательно разобраны решения примеров типовых задач, приведенных в данном пособии, по соответствующей теме.

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

Контрольная работа должна быть аккуратно оформлена. В конце работы следует привести список использованной литературы. Работа должна быть датирована, подписана студентом и представлена преподавателю на проверку.

Если контрольная работа не зачтена, то она возвращается обучающемуся на доработку в соответствии с указаниями преподавателя. Исправления следует выполнять в той же тетради в конце, а не в проверенном тексте. Контрольная работа, выполненная не по своему варианту, преподавателем не проверяется и не засчитывается как сданная.

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

9.3. Методические указания по подготовке к текущему тестовому контролю знаний и промежуточной аттестации по итогам освоения дисциплины

Текущий контроль знаний обучающихся проводится после изучения каждого раздела с использованием технических средств обучения и электронного банка тестовых заданий программы Визуальной студии тестирования (VTS). На основе согласованного расписания в определенном компьютерном классе индивидуально или для группы в целом организуется работа студентов с тестовой оболочкой. Количество тестовых заданий, выдаваемых каждому обучающемуся в рамках одного контроля, в зависимости от объема раздела составляет от 20 до 30. Подготовка 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.

Промежуточная аттестация по итогам освоения дисциплины (итоговый контроль знаний) – зачет организуется на базе электронного банка тестовых заданий и может быть проведен как в письменном виде в аудитории, так и в дисплейном классе с использованием программы Визуальной студии тестирования (VTS). Количество заданий, выдаваемых каждому студенту в рамках итогового контроля, составляет не менее 25.

К сдаче зачета допускаются студенты, которые выполнили весь объем запланированной работы в установленные сроки, а именно: посещали лекции и вели конспекты; выполнили и защитили лабораторные работы; успешно прошли тестирование по четырем разделам учебного плана.

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

Информационно-коммуникационные технологии (ИКТ) используются для:

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

Стандартное лицензионное программное обеспечение:

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

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

<i>Вид занятия</i>	<i>Наименование аудитории</i>	<i>Перечень основного оборудования</i>	<i>№ ЛР</i>
1	3	4	5
Лк	Лекционная аудитория	-	-
ЛР	Лаборатория общей неорганической химии	Барометр – анероид БАММ-1; шкаф ШЗ НЖ; стол химический – 6шт.; доска 3-эл комб. ДА-34 – 1шт.; системный блок Celeron 2400– 1шт.; монитор 17LG -1шт.; электропечь СНОЛ-1,6 -1 шт.; весы ВЛА-200; весы ВЛТК-500; шкаф вытяжной -2шт.; шкаф сушильный СНОЛ -3,5; шкаф Ш1-нж; прибор для иллюстрации зависимости скорости реакции от условий -3 шт.; калориметр с мерным стаканом; прибор для опытов по химии с электрическим током; прибор для электролиза растворов солей; прибор для получения газов; выпрямитель; химическая посуда.	ЛР №1-12
	Дисплейная аудитория	24 ПК 15 250 / H67 / 4Gb / 500Gb / DVD-RW (монитор Sony Master E1920); принтер HP Laser Jet P3010	ЛР№5 ЛР№7 ЛР№9 ЛР№12
кр	Лаборатория общей неорганической химии	-	-
СР	Ч31	Оборудование 10- ПК i5-2500/H67/4Gb (монитор TFT19 Samsung); принтер HP Laser Jet P2055D	-

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

1. Описание фонда оценочных средств (паспорт)

№ компетенции	Элемент компетенции	Раздел	Тема	ФОС
ОПК-1	способность представлять адекватную современному уровню знаний научную картину мира на основе знания основных положений, законов и методов естественных наук и математики	1. Общая и неорганическая химия	1.1. Периодический закон Д.И. Менделеева и строение атома	Тест к зачету
			1.2. Химическая связь и строение молекул	Тест к зачету
			1.3. Общие свойства растворов	Тест к зачету
		2. Физическая и коллоидная химия	2.1. Основы химической термодинамики	Тест к зачету
			2.2. Основы химической кинетики	Тест к зачету
			2.3. Электрохимические процессы	Тест к зачету
			2.4. Дисперсные системы	Тест к зачету
		3. Аналитическая химия	3.1. Качественный химический анализ	Тест к зачету
			3.2. Количественный химический анализ	Тест к зачету
		4. Высокомолекулярные соединения (ВМС)	4.1. Классификация полимеров	Тест к зачету
4.2. Важнейшие полимерные материалы, используемые в технике и технологиях: строение и свойства	Тест к зачету			

2. Вопросы к зачету

№ п/п	Компетенции		ВОПРОСЫ К ЗАЧЕТУ	№ и наименование раздела
	Код	Определение		
1	2	3	4	5
1	ОПК-1	способность представлять адекватную современному уровню знаний научную картину мира на основе знания основных положений, законов и методов естественных наук и математики	<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</p>	1. Общая и неорганическая химия

			<p>электронных и графических формул многоэлектронных атомов: принцип наименьшей энергии, принцип Паули, правило Хунда, правило Клечковского. Привести примеры.</p> <p>1.5 Причина периодичности изменения свойств элементов в рядах и периодах. Периодическое изменение кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств и химической активности элементов.</p> <p>1.6 Механизмы образования химической связи. Привести примеры.</p> <p>1.7 Основные положения метода валентных связей (МВС).</p> <p>1.8 Структура молекул.</p> <p>1.9 Характер химической связи в комплексных соединениях. Строение комплексных ионов. Привести примеры.</p> <p>1.10 Общая характеристика металлов.</p> <p>1.11 Получение и химические свойства металлов. Привести примеры.</p> <p>1.12 Применение металлов в строительных технологиях. Важнейшие металлические конструкционные материалы. Привести примеры.</p> <p>1.13 Концентрация растворов и способы ее выражения. Привести примеры.</p> <p>1.14 Диссоциация электролитов. Степень и константа диссоциации. Закон разбавления Оствальда.</p> <p>1.15 Электролитическая диссоциация воды. Понятие рН. Привести примеры.</p> <p>1.16 Гидролиз солей. Привести примеры.</p> <p>1.17 Классификация окислительно-восстановительных реакций (ОВР). Привести примеры.</p> <p>1.18 Методы подбора коэффициентов в уравнениях ОВР.</p> <p>1.19 Важнейшие окислители и восстановители.</p>	
2	ОПК-1	<p>способность представлять адекватную современному уровню знаний научную картину мира на основе знания основных положений, законов и методов естественных наук и математики</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</p>	<p>2.Физическая и коллоидная химия</p>

			<p>ингибиторы.</p> <p>2.8 Химическое равновесие и его смещение. Привести пример.</p> <p>2.9 Свойства растворов неэлектролитов: законы Вант-Гоффа и Рауля. Изотонический коэффициент.</p> <p>2.10 Понятие об электродных потенциалах, их измерение. Стандартный электрод. Формула Нернста.</p> <p>2.11 Ряд относительных стандартных потенциалов.</p> <p>2.12 Гальванический элемент как химический источник электрического тока. Привести пример.</p> <p>2.13 Электролиз растворов и расплавов. Законы электролиза.</p> <p>2.14 Электродные процессы при электролизе. Привести примеры.</p> <p>2.15 Коррозия металлов. Основные виды коррозии. Привести примеры.</p> <p>2.16 Методы защиты металлов от коррозии. Привести примеры.</p> <p>2.17 Дисперсные системы: классификация и методы получения. Привести примеры.</p> <p>2.18 Мицеллярная теория образования коллоидных растворов.</p> <p>2.19 Молекулярно-кинетические и оптические свойства дисперсных систем.</p> <p>2.19. Коагуляция и устойчивость дисперсных систем. Привести примеры.</p>	
3	ОПК-1	способность представлять адекватную современному уровню знаний научную картину мира на основе знания основных положений, законов и методов естественных наук и математики	<p>3.1 Качественный анализ: аналитический сигнал и его виды. Привести примеры.</p> <p>3.2 Методы количественного химического анализа: кислотно-основное и окислительно-восстановительное титрование, гравиметрический и колориметрический анализ.</p> <p>3.3 Электрохимические методы анализа.</p>	3. Аналитическая химия
4	ОПК-1	способность представлять адекватную современному уровню знаний научную картину мира на основе знания основных положений, законов и методов естественных наук и математики	<p>4.1. Природные, синтетические и искусственные высокомолекулярные соединения.</p> <p>4.2. Методы получения синтетических полимеров: полимеризация и поликонденсация.</p> <p>4.3. Белки как биополимеры. Структура белков.</p> <p>4.4. Зависимость свойств от состава и структуры полимеров.</p> <p>4.5. Полимерные смолы: полиэтилен, полипропилен, полибутадиен, полиизопрен, поливинилхлорид, политетрафторэтилен,</p>	4. Высокомолекулярные соединения (ВМС)

			полиформальдегид, свойства и применение. 4.6. Поликонденсационные смолы: фенолформальдегидная, эпоксидная, свойства и применение.
--	--	--	--

3. Описание показателей и критериев оценивания компетенций

Показатели	Оценка	Критерии
знать: (ОПК-1) – основные законы химии, свойства химических элементов и их соединений; уметь: (ОПК-1) – применять полученные знания по химии при изучении других дисциплин; – выделять химическую составляющую в прикладных задачах в профессиональной деятельности; владеть: (ОПК-1) – навыками проведения химического эксперимента, способностью работать на современной аппаратуре для проведения эксперимента.	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 для изучения важнейших закономерностей химии 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 для изучения важнейших закономерностей химии, ниже среднего (менее 60%).

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

Дисциплина Химия занимает важное место в системе подготовки бакалавров по системам и средствам управления техническими объектами. Успех работы бакалавра в любой области во многом определяется уровнем его химической подготовки. Дисциплина знакомит обучающихся со строением веществ, их физическими и химическими свойствами, а также способами их получения и направлениями использования в строительстве. Она направлена на получение теоретических знаний и практических навыков по химии, необходимых для их дальнейшего использования в практической деятельности. *Предусмотрено проведение аудиторных занятий в сочетании с внеаудиторной работой.*

Изучение дисциплины Химия предусматривает:

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

- 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;
- 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;
- расчета состава растворов; рН и рОН в растворах кислот и оснований;
- составления уравнений реакции гидролиза в полном молекулярном и ионном видах;
Необходимо овладеть навыками применения изученных методов в конкретных ситуациях:
- проведения простейшего химического эксперимента;
- работы на современной аппаратуре для проведения эксперимента.

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

- сущность первого закона термодинамики, его математическое выражение и применение к различным процессам; сущность закона Гесса и следствий из него;
- сущность и математическое выражение второго закона термодинамики;
- 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;
Необходимо овладеть навыками и умениями применения изученных методов для:
- расчета тепловых эффектов, изменения энтропии при изменении температуры, при фазовых переходах, в результате химической реакции;
- расчета ЭДС; составления схемы электродных процессов при электролизе и электрохимической коррозии;
- составления уравнения токообразующих реакций; расчетов по законам Фарадея.
Необходимо овладеть навыками применения изученных методов в конкретных ситуациях:
- проведения простейшего химического эксперимента;
- работы на современной аппаратуре для проведения эксперимента.

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 веществ.

Необходимо овладеть навыками применения изученных методов в конкретных ситуациях:

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

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

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

Необходимо овладеть навыками и умениями применения изученных методов для:

- составления уравнений реакций полимеризации и поликонденсации.

Необходимо овладеть навыками применения изученных методов в конкретных ситуациях:

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

Самостоятельную работу целесообразно начинать с внимательного ознакомления с теоретическими сведениями, далее рекомендуется ответить на вопросы для самопроверки, приведенные в конце каждой лабораторной работы, и только после этого приступить к выполнению заданий лабораторной работы. Студентам необходимо помнить, что большую роль в достижении ими высоких результатов играет также подготовка 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

1. Цель и задачи дисциплины

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

Задачами изучения дисциплины являются:

- сформировать теоретический фундамент современной химии;
- расширить и закрепить базовые понятия химии, необходимые для дальнейшего изучения естественнонаучных и профессиональных дисциплин;
- развить умения и навыки экспериментальной работы, применения полученных знаний для решения практических задач в профессиональной деятельности.

2. Структура дисциплины

2.1 Распределение трудоемкости по отдельным видам учебной работы, включая самостоятельную работу: лекций 18 ч., лабораторных работ 36 ч., самостоятельная работа 54 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:

- способность представлять адекватную современному уровню знаний научную картину мира на основе знания основных положений, законов и методов естественных наук и математики (ОПК-1).

4. Вид промежуточной аттестации: зачет

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

1. В рабочую программу по дисциплине вносятся следующие дополнения:

2. В рабочую программу по дисциплине вносятся следующие изменения:

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

Заведующий кафедрой _____
(подпись)

(Ф.И.О.)

ФОНД ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ ДЛЯ ТЕКУЩЕГО КОНТРОЛЯ УСПЕВАЕМОСТИ ПО ДИСЦИПЛИНЕ

1. Описание фонда оценочных средств (паспорт)

№ компетенции	Элемент компетенции	Раздел	Тема	ФОС
ОПК-1	способность представлять адекватную современному уровню знаний научную картину мира на основе знания основных положений, законов и методов естественных наук и математики	1. Общая и неорганическая химия	1.1. Периодический закон Д.И. Менделеева и строение атома	ЛР№1, ЛР№3, ЛР№10, 1к, тест
			1.2. Химическая связь и строение молекул	ЛР№11, тест
			1.3. Общие свойства растворов	ЛР№6, ЛР№7, ЛР№8, 1к, тест
		2. Физическая и коллоидная химия	2.1. Основы химической термодинамики	ЛР№4, 1к, тест
			2.2. Основы химической кинетики	ЛР№5, 1к, тест
			2.3. Электрохимические процессы	ЛР№9, 1к, тест
			2.4. Дисперсные системы	тест
		3. Аналитическая химия	3.1. Качественный химический анализ	ЛР№12, тест
			3.2. Количественный химический анализ	ЛР№2, тест
		4. Высокомолекулярные соединения (ВМС)	4.1. Классификация полимеров	тест
			4.2. Важнейшие полимерные материалы, используемые в технике и технологиях: строение и свойства	тест

2. Описание показателей и критериев оценивания компетенций

Показатели	Оценка	Критерии
<p>знать: (ОПК-1) – основные законы химии, свойства химических элементов и их соединений;</p> <p>уметь: (ОПК-1) – применять полученные знания по химии при изучении других дисциплин;</p>	зачтено	<ul style="list-style-type: none"> – знание теоретического и практического контролируемого материала по разделу 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 для изучения важнейших закономерностей химии выше среднего (60-100%).

<p>– выделять химическую составляющую в прикладных задачах в профессиональной деятельности;</p> <p>владеть: (ОПК-1)</p> <p>– навыками проведения химического эксперимента, способностью работать на современной аппаратуре для проведения эксперимента.</p>	<p>не зачтено</p>	<ul style="list-style-type: none"> – знание теоретического и практического контролируемого материала по разделу 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 для изучения важнейших закономерностей химии, ниже среднего (менее 60%).
--	--------------------------	--

Программа составлена в соответствии с федеральным государственным образовательным стандартом высшего образования по направлению 27.03.04 Управление в технических системах от «20» октября 2015 г. № 1171

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

для набора 2015 года: и учебным планом ФГБОУ ВО «БрГУ» для очной формы обучения от «04» декабря 2015 г. №771, заочной формы обучения от «04» декабря 2015 г. №771

для набора 2016 года: и учебным планом ФГБОУ ВО «БрГУ» для очной формы обучения от «06» июня 2016 г. №429, заочной (ускоренной) 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, заочной формы обучения от «06» марта 2017 г. №125, заочной (ускоренной) формы обучения от «04» апреля 2017 г. №203

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

Программу составила:

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

_____ (подпись)

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

Заведующий кафедрой _____ 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)