

МИНОБРНАУКИ РОССИИ
АСТРАХАНСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ

СОГЛАСОВАНО
Руководитель ОПОП
О.И. Серебряков



«31» мая 2021 г.

УТВЕРЖДЕНО
Заведующий кафедрой аналитической и
физической химии



Л.А. Джигола
от «03» июня 2021 г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ

ХИМИЯ

Составитель	Джигола Л.А., доцент, к.х.н., завкаф. АФХ
Направление подготовки	05.03.01 ГЕОЛОГИЯ
Направленность (профиль) ОПОП	ГЕОЛОГИЯ И ГЕОХИМИЯ ГОРЮЧИХ ИСКОПАЕМЫХ
Квалификация (степень)	бакалавр
Форма обучения	очная
Год приема	2021
Курс	1

1. ЦЕЛИ И ЗАДАЧИ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ

1.1. Целями освоения дисциплины «Химия» являются: формирование современных представлений о фундаментальных достижениях в изучении различных разделов химии: общая и неорганическая химия, общие свойства растворов, основы химической термодинамики, химическая кинетика и катализ, электрохимии.

1.2. Задачи освоения дисциплины: приобретение студентами знаний и навыков, позволяющих применять их при освоении других дисциплин образовательного цикла и последующей профессиональной деятельности; овладение студентами навыками и умениями работы с различными измерительными приборами и научным оборудованием, с современной вычислительной техникой; постановкой и проведением химического эксперимента, математической обработкой результатов наблюдений и теоретической трактовкой опытных данных.

2. МЕСТО ДИСЦИПЛИНЫ В СТРУКТУРЕ ОПОП

2.1. Учебная дисциплина относится к обязательной части Б.1.Б.08. Дисциплина встраивается в структуру ОПОП как с точки зрения преемственности содержания, так и с точки зрения непрерывности процесса формирования компетенций выпускника. «Входные» знания, умения и опыт обучающегося, необходимые для при освоении дисциплины «Химия», приобретенные в результате освоения предшествующих дисциплин связаны со знанием теоретических основ строения вещества, основных законов физики и лабораторно-практических навыков.

2.2. Для изучения данной учебной дисциплины необходимы следующие знания, умения, навыки, формируемые предшествующими дисциплинами: учебный курс логически связан с теоретическими основами физики; минералогии; географии; геохимии.

Знания: свойства химических элементов и их основных соединений; современную модель атома, периодический закон, периодическую систему Д.И.Менделеева; номенклатуру неорганических соединений; строение комплексных соединений и их свойства; растворы и процессы, протекающие в водных растворах; основные начала термодинамики, термодинамики; основы химической кинетики.

Умения: составлять электронные конфигурации атомов, ионов, электронно-графические формулы атомов и молекул, прогнозировать реакционную способность химических соединений и физические свойства в зависимости от положения в периодической системе; применять правила различных номенклатур к различным классам неорганических соединений; рассчитывать термодинамические функции состояния системы, тепловые эффекты химических процессов; рассчитывать скорость химических реакций. Осуществлять в лабораторных условиях исследование термодинамических, равновесных, электрохимических, кинетических свойств растворов и различных химических систем.

Навыки: владеть правилами составления электронных конфигураций атомов, ионов, электронно-графических формул атомов и молекул, прогнозировать реакционную способность химических соединений и физические свойства в зависимости от положения в периодической системе; правилами номенклатуры неорганических веществ; навыками интерпретации рассчитанных значений термодинамических функций и на их основе прогнозировать возможность осуществления и направление протекания химических процессов; владеть правилами техники безопасности при выполнении работ в лаборатории физической химии, регистрации и обработки результатов физико-химических экспериментов, методами отбора материала для теоретических занятий и лабораторных работ.

2.3. Перечень последующих учебных дисциплин, для которых необходимы

знания, умения и навыки, формируемые данной учебной дисциплиной:

- экология,
- геология полезных ископаемых,
- геология и геохимия горючих ископаемых;
- экологическая геология;
- геохимия,
- кристаллография.

3. КОМПЕТЕНЦИИ ОБУЧАЮЩЕГОСЯ, ФОРМИРУЕМЫЕ В РЕЗУЛЬТАТЕ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ

Процесс изучения дисциплины направлен на формирование элементов следующих компетенций в соответствии с ФГОС ВО и ОПОП ВО по данному направлению подготовки:

б) общепрофессиональные (ОПК): ОПК-1 - способен применять знания фундаментальных разделов наук о Земле, базовые знания естественно-научного и математического циклов при решении стандартных профессиональных задач.

Таблица 1
Декомпозиция результатов обучения

Код компетенции	Планируемые результаты освоения дисциплины		
	Знать (1)	Уметь(2)	Владеть(3)
ОПК-1	ИОПК - 1.1.1. Теоретические аспекты фундаментальных разделов химии: общей и неорганической химии, общие свойства растворов, основы химической термодинамики, химическая кинетика и катализ, электрохимии. ИОПК - 1.1.2. Способы, методы и методики анализа, систематизации и обработки результатов расчетов свойств веществ и материалов.	ИОПК - 1.2.1. Использовать профильно-специализированные знания фундаментальных разделов химии, при решении стандартных профессиональных задач. ИОПК - 1.2.2. Составлять электронные конфигурации атомов, ионов, электронно-графические формулы атомов и молекул, прогнозировать реакционную способность химических соединений и физические свойства в зависимости от положения в периодической системе; ИОПК - 1.2.3. применять правила различных номенклатур к различным классам неорганических соединений; ИОПК - 1.2.4. рассчитывать термодинамические функции состоя-	ИОПК - 1.3.1. Навыками интерпретации рассчитанных значений pH среды, основами химико-аналитического анализа, влияния физико-химических факторов на экологические характеристики. ИОПК - 1.3.2. Правилами составления электронных конфигураций атомов, ионов, электронно-графических формул атомов и молекул, прогнозировать реакционную способность химических соединений и физические свойства в зависимости от положения в периодической системе; ИОПК - 1.3.3. правилами номенклатуры неорганических веществ; ИОПК - 1.3.4. навыками интерпретации рассчитанных значений термодинамических функций и на их основе прогнозировать возможность осуществления и направление протекания химических процессов;

		ния системы, тепловые эффекты химических процессов; рассчитывать скорость химических реакций. ИОПК - 1.2.5. Осуществлять в лабораторных условиях исследование термодинамических, равновесных, электрохимических, кинетических свойств растворов и различных химических систем.	ИОПК - 1.3.5. правилами техники безопасности при выполнении работ в химических лабораториях, регистрации и обработки результатов физико-химических экспериментов, методами отбора материала для теоретических занятий и лабораторных работ.
--	--	--	--

4. СТРУКТУРА И СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

Объем дисциплины «Химия» составляет 3 зачётные единицы, 108 академических часа. На контактную работу обучающихся с преподавателем по видам учебных занятий 51 час: 17 часов лекций; 34 часа лабораторных работ; 57 часов на самостоятельную работу обучающихся.

Таблица 2.
Структура и содержание дисциплины

№ п/п	Наименование раздела (темы)	Семестр	Неделя семестра	Контактная работа (в часах)			Самостоят. работа		Формы текущего контроля успеваемости (по неделям семестра) Форма промежуточной аттестации (по семестрам)
				Л	ПЗ	ЛР	КР	СР	
1.	Основные понятия и законы химии.	2	23	2		2		7	Отчет по Л.Р.№1
2.	Простейшие стехиометрические расчеты.	2	24	2		2		6	Отчет по Л.Р.№2
3.	Строение атома. Современные представления о строении атома.	2	25-27	2		6		6	Устный опрос Отчет по Л.Р.№3 Контрольная работа № 1
4.	Периодический закон. Периодическая система. Свойства элементов и их соединений.	2	28, 29	2		4		6	Устный опрос Отчет по Л.Р.№4
5.	Основные классы неорганических соединений.	2	30, 31			4		6	Устный опрос Отчет по Л.Р.№5

6.	Комплексные соединения	2	32	2		2		4	Отчет по Л.Р.№6 Контрольная работа № 2
7.	Общие свойства растворов. Способы выражения концентраций.	2	33, 34	2		4		6	Устный опрос Отчет по Л.Р.№7
8.	Основы химической термодинамики.	2	35, 36	2		4		6	Устный опрос Отчет по Л.Р.№8
9	Термохимия	2	37	2		2		4	Отчет по Л.Р.№9 Контрольная работа № 3
10	Химическая кинетика и катализ.	2	38, 39	1		4		6	Отчет по Л.Р.№10 Контрольная работа № 4
Итого		108	17			34		57	Экзамен

Таблица 3.
Матрица соотнесения тем

учебной дисциплины и формируемых в них компетенций

Темы, разделы дисциплины	Кол-во часов	Компетенции	Σ
		ОПК-1	общее количество компетенций
Основные понятия и законы химии.	11	+	1
Простейшие стехиометрические расчеты.	10	+	1
Строение атома. Современные представления о строении атома.	14	+	1
Периодический закон. Периодическая система. Свойства элементов и их соединений.	12	+	1
Основные классы неорганических соединений.	10	+	1
Комплексные соединения	8	+	1
Общие свойства растворов. Способы выражения концентраций.	12	+	1
Основы химической термодинамики.	12	+	1
Термохимия	8	+	1
Химическая кинетика и катализ.	11	+	1
Итого	108		1

Краткое содержание учебной дисциплины

Тема 1. Основные понятия и законы химии. Основные химические понятия: атом, молекула, химический элемент, химическая реакция. Атомно–молекулярное учение, как фундамент современной химии. Атомы и молекулы как дискретные частицы. Относительные атомные и молекулярные массы. Моль. Закон Авогадро. Молярная масса и молярный объём. Определение молекулярных масс веществ в газообразном состоянии. Газовые законы. Эквивалент. Закон эквивалентов. Закон постоянства состава. Закон сохранения массы веществ. Закон сохранения энергии.

Тема 2. Простейшие стехиометрические расчеты.

Простейшие и истинные формулы. Уравнения химических реакций. Расчёты по уравнениям реакций. Распространение элементов в земной коре и их массовая доля.

Тема 3. Строение атома. Современные представления о строении атома. Современные представления о строении атома. Экспериментальные основания учения о строении атомов. Корпускулярно–волновой дуализм микрочастиц. Теория строения атома водорода Нильса Бора. Атомные спектры. Элементы волновой механики атомов. Принцип неопределенности Гейзенберга. Квантовые числа, физический смысл квантовых чисел. Атомные орбитали. Принципы заполнения атомных орбиталей электронами. s –, p –, d –, f –орбитали, их конфигурации и энергетические характеристики. Порядок заполнения орбиталей электронами, принцип Паули, правила Гунда и Клечковского. Строение сложных атомов. Факторы, влияющие на энергию электронов в многоэлектронном атоме (заряд ядра, главное квантовое число, эффекты экранирования и проникновения).

Тема 4. Периодический закон. Периодическая система. Свойства элементов и их соединений. Периодический закон. Периодическая система элементов Д. И. Менделеева в свете учения о строении атома. Периодическая система и порядковый номер (место) элемента как его важнейшая характеристика. Периоды и группы. Расположение металлов и неметаллов в периодической системе. Электронные аналоги. Кайносимметричные элементы. Периодическое изменение свойств химических элементов, соединений. Радиусы атомов и ионов. Эффективный заряд атома. Вторичная периодичность. Энергия ионизации и сродство к электрону. Электроотрицательность элементов. Периодичность изменения степени окисления элементов. Распространение химических элементов в земной коре. Химический состав отдельных геосфер. Химия неметаллов: водород, галогены, халькогены (вода, пероксид водорода), элементы подгруппы азота, углерод и кремний. Химия s – и p –металлов. Щелочные металлы: получение, строение, физико–химические свойства, их соединения. Бериллий, магний и щелочноземельные металлы: получение, строение, физико–химические свойства, жесткость воды. Элементы третьей группы периодической системы. Химия d –элементов: металлы четвертой, пятой, шестой и седьмой групп ПС. Благородные газы. Металлы восьмой группы.

Тема 5. Основные классы неорганических соединений. Классификация неорганических соединений. Оксиды, кислоты, основания, соли, номенклатура, свойства. Химические свойства. Генетическая связь. Водородный показатель. Обменные реакции в растворах. Гидролиз солей, различные случаи гидролиза солей, смещение гидролиза.

Тема 6. Комплексные соединения. Комплексообразование. Химическая связь в комплексных соединениях (донорно–акцепторная связь). Комплексные соединения. Структура комплексных соединений. Атомы и ионы как комплексообразователи. Различные типы лигандов. Соединения комплексных анионов. Соединения комплексных катионов и нейтральные комплексы. Устойчивость комплексных соединений.

Тема 7. Общие свойства растворов. Основные понятия: система, классификация систем, теории растворов, классификация веществ по растворимости, классификация растворов по насыщенности. Кристаллизация, перекристаллизация. Способы выражения содержания растворенного вещества в растворе. Основные положения теории электролитической диссоциации. Особенности растворов электролитов. Слабые электролиты. Константа и степень диссоциации. Кислоты, основания и соли в свете теории электролитической

диссоциации. Расчет концентраций ионов H^+ и OH^- в водных растворах кислот и оснований. Теория сильных электролитов. Активность ионов. Ионная сила раствора.

Тема 8. Основы химической термодинамики. Энергетика и направление протекания химических процессов. Внутренняя и энтальпия энергии веществ. Стандартные условия. Энтропия. Энергия Гиббса. Направление протекания химических процессов.

Тема 9. Термохимия. Тепловой эффект химических реакций при постоянном давлении и при постоянном объеме. Теплота образования и теплота сгорания вещества. Термохимические расчеты. Закон Гесса и следствия из него.

Тема 10. Химическая кинетика и катализ. Скорость реакции, влияние различных факторов на скорость химической реакции. Правило Вант-Гоффа. Гомогенный и гетерогенный катализ.

5. ПЕРЕЧЕНЬ УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОГО ОБЕСПЕЧЕНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ ОБУЧАЮЩИХСЯ

5.1. Указания по организации и проведению лекционных, и лабораторных работ с перечнем учебно-методического обеспечения

При подготовке к лабораторным занятиям студентам отводится время на самостоятельную работу в объеме 93 часа, которая включает изучение теоретического курса, ознакомление с материалом, изложенным в учебниках и иных источниках информации, включая поисковую работу в интернете. Полезно использовать виртуальную образовательную среду Астраханского государственного университета (<http://moodle.asu.edu.ru/>), в которой периодически обновляется информация о текущих заданиях и присутствует необходимый материал по курсу учебной дисциплины.

Перечень учебно-методического обеспечения для самостоятельной работы обучающихся по дисциплине «Химия»:

а) Основная литература:

1. Кругляков, П.М. Физическая и коллоидная химия. 2-е изд. ; испр. - М. : Высш. шк., 2007. - 319 с. (35экз).
2. Суворов А.В., Общая химия [Электронный ресурс] / Суворов А.В., Никольский Л. Б. - СПб. : ХИМИЗДАТ, 2017. 624 с. URL: <http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785938083035.html> (ЭБС «Консультант студента»)

б) Дополнительная литература:

3. Джигола Л.А., Садомцева О.С., Сютова Е.А. Химия. Издательский дом «Астраханский университет». 2013. 209 с. (20 экз.)
4. Апарнев А.И., Общая химия. Сборник заданий с примерами решений [Электронный ресурс]: учеб. пособие / Апарнев А.И. - Новосибирск : Изд-во НГТУ, 2013. - 119 с. - URL: <http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785778222557.html> (ЭБС «Консультант студента»)

в) Перечень ресурсов информационно-телекоммуникационной сети «Интернет», необходимый для освоения дисциплины:

1. Электронная библиотечная система (ЭБС) ООО «Политехресурс» «Консультант студента»: www.studentlibrary.ru

5.2. Указания для обучающихся по освоению дисциплины

Таблица 4.

Содержание самостоятельной работы обучающихся

Номер раздела (темы)	Темы/вопросы, выносимые на самостоятельное изучение	Кол-во часов	Формы работы
Основные понятия и законы химии.	Атомно–молекулярное учение, как фундамент современной химии. Атомы и молекулы как дискретные частицы.	7	Отчет по Л.Р.№1
Простейшие стехиометрические расчеты.	Уравнения химических реакций. Расчёты по уравнениям реакций. Распространение элементов в земной коре и их массовая доля.	6	Отчет по Л.Р.№2
Строение атома. Современные представления о строении атома.	Современные представления о строении атома. Экспериментальные основания учения о строении атомов. Атомные спектры. Факторы, влияющие на энергию электронов в многоэлектронном атоме (заряд ядра, главное квантовое число, эффекты экранирования и проникновения).	6	Устный опрос Отчет по Л.Р.№3 Контрольная работа № 1
Периодический закон. Периодическая система. Свойства элементов и их соединений.	Распространение химических элементов в земной коре. Химический состав отдельных геосфер. Химия неметаллов: водород, галогены, халькогены (вода, пероксид водорода), элементы подгруппы азота, углерод и кремний. Химия <i>s</i> – и <i>p</i> –металлов. Щелочные металлы: получение, строение, физико–химические свойства, их соединения. Бериллий, магний и щелочноземельные металлы: получение, строение, физико–химические свойства, жесткость воды. Элементы третьей группы периодической системы. Химия <i>d</i> –элементов: металлы четвертой, пятой, шестой и седьмой групп ПС. Благородные газы. Металлы восьмой группы.	6	Устный опрос Отчет по Л.Р.№4
Основные классы неорганических соединений.	Оксиды, кислоты, основания, соли, номенклатура, свойства.	6	Устный опрос Отчет по Л.Р.№5
Комплексные соединения	Комплексные соединения. Структура комплексных соединений. Атомы и ионы как комплексообразователи. Соединения комплексных анионов. Соединения комплексных катионов и нейтральные комплексы. Устойчивость комплексных соединений.	4	Отчет по Л.Р.№6 Контрольная работа № 2
Общие свойства растворов. Способы выражения концентраций.	Основные понятия: система, классификация систем, теории растворов, классификация веществ по растворимости, классификация растворов по насыщенности. Кристаллиза-	6	Устный опрос Отчет по Л.Р.№7

	ция, перекристаллизация. Особенности растворов электролитов. Расчет концентраций ионов H^+ и OH^- в водных растворах кислот и оснований.		
Основы химической термодинамики.	Энергетика и направление протекания химических процессов. Стандартные условия.	6	Устный опрос Отчет по Л.Р.№8
Термохимия	Теплота образования и теплота сгорания вещества. Термохимические расчеты.	4	Отчет по Л.Р.№9 Контрольная работа № 3
Химическая кинетика и катализ.	Скорость реакции, влияние различных факторов на скорость химической реакции. Правило Вант-Гоффа. Гомогенный и гетерогенный катализ.	6	Отчет по Л.Р.№10 Контрольная работа № 4

5.3. Виды и формы письменных работ, предусмотренных при освоении дисциплины «Химия», выполняемые обучающимися самостоятельно

Примерные варианты тестовых заданий для самостоятельной работы:

Тест №1 «Основные понятия и законы химии»

- Укажите основные законы химии:
 - 1) периодический закон, закон кратных отношений
 - 2) закон Авогадро, закон постоянства состава
 - 3) закон Гесса, закон Дальтона
 - 4) периодический закон, закон сохранения массы и энергии
- Укажите важнейшие теории, составляющие основу химии:
 - 1) теория типов, электронная теория
 - 2) атомно–молекулярная теория, квантовая теория строения атомов и молекул
 - 3) обобщенная теория кислот и оснований, теория химической связи
 - 4) окислительно–восстановительная теория, теория идеальных газов
- Из перечисленных явлений выберите то, которое нельзя отнести к химическим:
 - 1) растворение соли в воде
 - 2) свертывание крови
 - 3) разделение изотопов урана с помощью диффузии
 - 4) взрыв динамита
- Простейшая (эмпирическая) формула указывает...
 - 1) число атомов в молекуле
 - 2) соотношение между числом атомов в веществе
 - 3) порядок соединения атомов в молекуле
 - 4) молекулярную массу вещества
- Мольная доля водорода в его соединении с азотом равна 33,3%. Какова простейшая (эмпирическая) формула этого соединения?
 - 1) NH_3
 - 2) NH_2
 - 3) N_2H_4

4) $(\text{NH}_2)_n$

6. Относительная молекулярная масса...

- 1) имеет размерность «г»
- 2) имеет размерность «г/моль»
- 3) имеет размерность «а.е.м»
- 4) безразмерна

7. Чему равна молярная масса озона?

- 1) 48 а.е.м
- 2) 48
- 3) 16 а.е.м
- 4) 48 г/моль

8. Химический элемент характеризуется...

- 1) числом нейтронов
- 2) числом нуклонов
- 3) зарядом ядра
- 4) массой атома

9. Чему равна мольная доля кислорода в азотной кислоте?

- 1) 3/5
- 2) 48/63
- 3) 16/63
- 4) 1/3

10. Не прибегая к расчетам, укажите, в каком из перечисленных оксидов массовая доля кислорода больше его мольной доли.

- 1) CO_2
- 2) SO_2

Тест №2 «Строение атома»

1. Какие явления свидетельствуют о том, что атом имеет внутреннюю структуру?

- 1) Электропроводность
- 2) Радиоактивность
- 3) Свойства идеальных газов
- 4) Диффузия

2. Ядро атома было открыто Э. Резерфордом в ... веке

- 1) XX
- 2) XIX
- 3) XVI
- 4) IV до н.э.

3. Атомы состоят из...

- 1) протонов и нейтронов
- 2) молекул
- 3) атомных ядер и электронов
- 4) нуклонов

4. Заряд атома равен...

- 1) нулю
- 2) порядковому номеру элемента
- 3) числу электронов
- 4) заряду ядра

5. Массовое число атома показывает...

- 1) относительную атомную массу
- 2) массу атома в атомных единицах
- 3) заряд ядра
- 4) общее число протонов и нейтронов

6. Числа 35 и 17 в обозначении атома "Cl" показывают...

- 1) число протонов и число нейтронов
- 2) массовое число и заряд ядра
- 3) атомную массу и порядковый номер хлора
- 4) общее число электронов и число валентных электронов в атоме

7. Ядро атома ${}^3\text{He}$ состоит из...

- 1) трех протонов
- 2) двух протонов и одного нейтрона
- 3) двух протонов и одного электрона
- 4) одной α -частицы

8. Наиболее точное описание строения электронных оболочек атомов дает квантовая механика. Какие из указанных ниже соотношений можно отнести к основным в этой теории?

- 1) Соотношение неопределенностей Гейзенберга
- 2) Соотношение де Бройля между волновыми и корпускулярными свойствами
- 3) Соотношение Эйнштейна между массой и энергией
- 4) Соотношение Ньютона между силой и ускорением

9. Сколько квантовых чисел (и каких) описывают электронную орбиталь?

- 1) Одно (n)
- 2) Три (n, l, m)
- 3) Четыре (n, l, m, s)
- 4) Пять (n, l, m, s, t)

10. Сколько квантовых чисел (и каких) описывают состояние электрона в атоме?

- 1) Одно (n)
- 2) Три (n, l, m)
- 3) Четыре (n, l, m, s)
- 4) Пять (n, l, m, s, t)

Тест №3 «Периодический закон. Периодическая система. Свойства элементов и их соединений»

1. Распределение электронов по орбиталям в основном состоянии атома определяется...

- 1) принципом запрета Паули
- 2) правилом Хунда
- 3) принципом наименьшей энергии
- 4) всеми перечисленными выше принципами

2. Распределение электронов по орбиталям в возбужденном состоянии атома определяется...
- 1) только принципом запрета Паули
 - 2) только правилом Хунда
 - 3) принципом наибольшей энергии
 - 4) электронейтральностью атома
3. Укажите, в каком из случаев орбитали перечислены в порядке увеличения их энергии:
- 1) 2s, 2p, 3d
 - 2) 3s, 3p, 3d
 - 4) 3p, 3d, 3f
4. Какие из атомов в основном состоянии содержат два не спаренных электрона на внешнем уровне?
- 1) Кислород
 - 2) Гелий
 - 3) Углерод
 - 4) Магний
5. Какую из перечисленных электронных конфигураций может иметь атом хлора?
- 1) $1s^2 2s^2 2p^5$
 - 2) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 4p^1$
 - 3) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
 - 4) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 4s^1$
6. Атом гелия имеет электронную конфигурацию $1s^1 2s^1$...
- 1) в основном состоянии
 - 2) в первом возбужденном состоянии
 - 3) во втором возбужденном состоянии
 - 4) вообще не может иметь такую конфигурацию
7. Укажите существенный признак простых веществ:
- 1) состоят из атомов металла,
 - 2) состоят из атомов неметалла,
 - 3) состоят из атомов одного вида,
 - 4) состоят из атомов разных видов.
8. Распределение электронов по орбиталям в основном состоянии атома определяется...
- 1) принципом запрета Паули
 - 2) правилом Хунда
 - 3) принципом наименьшей энергии
 - 4) всеми перечисленными выше принципами
9. Распределение электронов по орбиталям в возбужденном состоянии атома определяется...
- 1) только принципом запрета Паули
 - 2) только правилом Хунда
 - 3) принципом наибольшей энергии
 - 4) электронейтральностью атома
10. Укажите, в каком из случаев орбитали перечислены в порядке увеличения их энергии:
- 1) 2s, 2p, 3d

- 2) 3s, 3p, 3d
- 4) 3p, 3d, 3f

Тест №4 «Основные классы неорганических соединений. Химия элементов»

1. Химические свойства водорода в наибольшей степени напоминают свойства ...
 - 1) галогенов
 - 2) хрома и марганца
 - 3) благородных газов
 - 4) щелочных металлов

2. Атомы водорода способны не только отдавать, но и присоединять электроны, приобретая при этом электронную конфигурацию...
 - 1) атома лития
 - 2) инертного газа гелия
 - 3) иона Na^{2+}
 - 4) иона F^-

3. Соединения, образующиеся при взаимодействии водорода с активными металлами, называются...
 - 1) карбидами
 - 2) гидратами
 - 3) гидридами
 - 4) ангидридами

4. Водород способен окислить следующую пару веществ:
 - 1) литий и лантан
 - 2) бром и барий
 - 3) оксид железа (II) и оксид меди (II)
 - 4) калий и кальций

5. С водородом способны реагировать представители следующих классов органических соединений:
 - 1) арены, карбоновые кислоты, нуклеотиды, алифатические амины
 - 2) ароматические амины, фенолы, алкины, алканы
 - 3) алкены, алкины, кетоны, арены
 - 4) альдегиды, реактивы Гриньяра, алканы, углеводы

6. Вода может реагировать с...
 - 1) аренами и азотом
 - 2) алканами и аргоном
 - 3) ангидридами кислот и ацетиленом
 - 4) апатитами и ацетоном

7. Валентный угол $\angle\text{НОН}$ в молекуле воды составляет...
 - 1) 105°
 - 2) $109^\circ 28'$
 - 3) 120°
 - 4) 180°

8. Плотность чистой воды при 25°C равна...

- 1) $1,0 \text{ г/см}^3$
- 2) $1,0 \text{ г/моль}$
- 3) $22,4 \text{ дм}^3/\text{моль}$
- 4) плотности пероксида водорода

9. На каком свойстве пероксида водорода основано применение его 3%-ного водного раствора в медицине?

- 1) Быстро образовывать полимерную пленку на коже
- 2) Быстро разлагаться при температуре -37°C с образованием в первый момент атомарного водорода
- 3) На его способности понижать температуру организма
- 4) Легко разлагаться под воздействием света

10. Азот при обычных условиях — это...

- 1) тяжелый металл серебристого цвета
- 2) бесцветная маслянистая жидкость
- 3) одноатомный инертный газ
- 4) газ без цвета и запаха, состоящий из двухатомных молекул

Тест №5 «Общие свойства растворов. Способы выражения концентраций»

1. Молем раствора называют:

- а) такое количество раствора, при котором число молей каждого компонента равно его мольной доле;
- б) такое количество раствора, при котором число молей каждого компонента равно нулю;
- в) такое количество раствора, при котором число молей каждого компонента не равно его мольной доле.

2. Термодинамический смысл коэффициента активности компонента в растворе - это:

- а) совершаемая работа, которую следовало бы затратить при постоянных P и T для преодоления сил взаимодействия;
- б) мера дополнительной работы, которую следовало бы затратить при постоянных P и T для преодоления сил взаимодействия.

3. Активностью компонента раствора называется:

- а) мера дополнительной работы, которую следовало бы затратить при постоянных P и T для преодоления сил взаимодействия;
- б) такое количество раствора, при котором число молей каждого компонента не равно его мольной доле;
- в) функция концентрации, подстановка которой в термодинамические уравнения для идеальных растворов делает эти уравнения применимыми для реальных растворов.

4. Если сравнивать растворители, близкие по свойствам, то константа диссоциации электролита с ростом диэлектрической проницаемости растворителя:

- а) уменьшается
- б) увеличивается;
- в) не изменяется.

5. Свойством растворителя, определяющим его способность ионизировать растворенное вещество (кроме его способности к химическому взаимодействию с этим веществом) является:

- а) ионная сила;

- б) вязкость;
- в) диэлектрическая проницаемость.

6. Степень диссоциации слабого электролита в водном растворе с ростом температуры:

- а) изменяется по параболе
- б) проходит через максимум;
- в) не изменяется.

7. Причинами диссоциации электролитов в растворе на ионы являются:

- а) самопроизвольное растворение;
- б) диэлектрические свойства растворителя;
- в) взаимодействие с растворенным веществом;
- г) электролиз.

8. Если в качестве растворителя вместо воды взять метиловый спирт (химическое взаимодействие отсутствует), то константа диссоциации слабого электролита:

- а) увеличится;
- б) не изменяется;
- в) уменьшится.

9. Величины pK для хлорной и азотной кислот в уксусной кислоте как растворителе соответственно равны 4,95 и 9,38, более сильной в данном растворителе является:

- а) хлорная кислота;
- б) азотная кислота.

10. Если в раствор фенола ввести сильное основание, то как изменятся термодинамическая константа диссоциации K_a и степень диссоциации:

- а) степень диссоциации фенола C_6H_5OH ;
- б) термодинамическая константа диссоциации K_a ;
- в) увеличится;
- г) не изменится.

Тест №6 «Основы химической термодинамики»

1. В каком из следующих случаев реакция возможна при любых температурах:

- 1) $\Delta H < 0$, $\Delta S > 0$
- 2) $\Delta H < 0$, $\Delta S < 0$
- 3) $\Delta H > 0$, $\Delta S > 0$.

2. Если $\Delta H < 0$ и $\Delta S < 0$, то, в каком из случаев реакция может протекать самопроизвольно:

- 1) $|\Delta H| > |T\Delta S|$
- 2) $|\Delta H| < |T\Delta S|$.

3. Исходя из знака $\Delta G^{\circ 298}$ следующих реакций



сделать вывод о том, какие степени окисленности более характерны для свинца и олова:

- 1) для свинца +2, для олова +2
- 2) для свинца +2, для олова +4
- 3) для свинца +4, для олова +2
- 4) для свинца +4, для олова +4.

4. Каков знак ΔG процесса таяния льда при 263 К:

- 1) $\Delta G > 0$
- 2) $\Delta G = 0$
- 3) $\Delta G < 0$.

5. Учитывая, что NO_2 (г.) окрашен, а N_2O_4 бесцветен, и исходя из знака изменения энтропии в реакции $2\text{NO}_2 (\text{г.}) = \text{N}_2\text{O}_4 (\text{г.})$, предсказать, как изменится окраска в системе $\text{NO}_2 = \text{N}_2\text{O}_4$ с ростом температуры:

- 1) усилится 2) ослабеет.

6. Если энтальпия образования SO_2 равна -297 кДж/моль, то количество теплоты, выделяемое при сгорании 16 г серы, равно ____ кДж.

- 1) 148,5
2) 74,25
3) 297
4) 594

7. Энтальпии образования CaCO_3 соответствует тепловой эффект реакции

- 1) $\text{Ca} + 3/2 \text{O}_2 + \text{C} (\text{графит}) \rightarrow \text{CaCO}_3$
2) $\text{CaO} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3$
3) $\text{Ca} + 1/2 \text{O}_2 + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3$
4) $\text{Ca} + \text{C} (\text{графит}) + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3$

8. Математическое выражение первого закона термодинамики для бесконечно малого и конечного изменения состояния системы имеет вид:

- а) $\delta H = dU + dV$;
б) $\delta Q = dU + dV$;
в) $\delta Q = dU + dA$.

9. Два газа: одноатомный и двухатомный, адиабатически расширяются. Для какого из этих газов работа расширения будет больше, если число молей обоих газов одинаково, а температура каждого газа понизилась на одинаковую величину:

- а) для двухатомного;
б) для одноатомного;
в) одинакова.

10. Теплоту сгорания органического соединения, располагая данными по теплотам образования различных веществ, можно рассчитать:

- а) необходимо из теплоты образования этого соединения вычесть сумму теплот образования продуктов сгорания органического соединения;
б) необходимо из суммы теплот образования продуктов сгорания органического соединения вычесть теплоту образования этого соединения;
в) необходимо из суммы теплот образования продуктов сгорания органического соединения вычесть теплоту разложения этого соединения.

Тест №7 «Химическая кинетика и катализ»

1. Как изменится скорость реакции $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$, если объем реакционного сосуда увеличить в 2 раза:

- 1) уменьшится в 4 раза
2) уменьшится в 8 раз
3) возрастет в 4 раза
4) возрастет в 8 раз.

2. Чем объясняется повышение скорости реакции при введении в систему катализатора:

- 1) уменьшением энергии активации
2) увеличением средней кинетической энергии молекул

- 3) возрастанием числа столкновений
- 4) ростом числа активных молекул.

3. Какие из перечисленных воздействий приведут к изменению константы скорости реакции:

- 1) изменение давления
- 2) изменение температуры
- 3) изменение объема реакционного сосуда
- 4) введение в систему катализатора
- 5) изменение концентрации реагирующих веществ.

4. Какое влияние оказывает перемешивание на скорость протекания гетерогенной химической реакции:

- 1) во всех случаях увеличивает скорость реакции
- 2) в некоторых случаях увеличивает скорость реакции
- 3) не влияет на скорость реакции.

5. Увеличение скорости реакции с повышением температуры вызывается главным образом:

- 1) увеличением средней кинетической энергии молекул
- 2) возрастанием числа активных молекул
- 3) ростом числа столкновений.

6. При 20 °С константа скорости некоторой реакции равна 10–4 мин–1, а при 50°С — 8·10–4 мин–1. Чему равен температурный коэффициент скорости реакции:

- 1) 2
- 2) 3
- 3) 4.

7. Скорость, каких реакций увеличивается с ростом температуры:

- 1) любых
- 2) протекающих с выделением энергии
- 3) протекающих с поглощением энергии.

8. Если температурный коэффициент химической реакции равен 2, то при повышении температуры от 200С до 500С скорость реакции ...

- 1) уменьшается в 4 раза
- 2) увеличивается в 6 раз
- 3) уменьшается в 2 раза
- 4) увеличивается в 8 раз

9. Какие из перечисленных воздействий приведут к изменению значения константы равновесия химических реакций:

- 1) изменение давления
- 2) изменение температуры
- 3) замена катализатора
- 4) изменение концентраций реагирующих веществ.

10. Если объем закрытого реакционного сосуда, в котором установилось равновесие $2\text{SO}_2(\text{г.}) + \text{O}_2(\text{г.}) = 2\text{SO}_3(\text{г.})$, уменьшить в 2 раза, то:

- 1) скорости прямой и обратной реакций останутся одинаковыми
- 2) скорость прямой реакции станет в 2 раза больше скорости обратной реакции

- 3) равновесие не сместится
- 4) равновесие сместится вправо
- 5) равновесие сместится влево.

**Методические указания по оформлению выполненных
контрольных работ для самостоятельной подготовки**

1. КР должна быть выполнена в ученической тетради в клетку (строчки «через клеточку») ОТ РУКИ!
2. На титульном листе должны быть разборчиво написаны фамилия, имя, отчество, факультет, курс, группа, номер варианта.
3. Обязательно указание даты сдачи КР.
4. Каждый вопрос следует писать с новой страницы. Сначала **переписать условие задачи или вопрос**, затем отвечать на него. При оформлении решений задач **обязательно** записывать дано, найти, решение, в котором приводить все расчетные формулы, указывать единицы измерения в системе единиц СИ. В конце записать ответ.
5. В конце работы ставится число и подпись.
6. **Работу необходимо сдать до 20 мая текущего учебного года.**

Вариант 1

1. Масса газа объемом 344 см^3 при 42°C и давлении 102908 Па равна $0,865 \text{ г}$. Вычислите молекулярную массу газа.
2. Смесь угарного и углекислого газов объемом 1 дм^3 (н.у.) имеет массу $1,43 \text{ г}$. Определите состав смеси в объемных долях (%).
3. Уравняйте реакцию методом электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель: $\text{Mg} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O}$.
4. Сколько электронов, протонов и нейтронов входит в состав атома элемента, который находится в IV периоде, в главной подгруппе III группы (массовое число 70)?
5. Какое квантовое число характеризует ориентацию электронных облаков в пространстве? Какие значения может принимать, и какие формы орбитали им соответствуют?
6. Составьте уравнения реакций, которые нужно провести для осуществления следующих превращений: $\text{Ca} \rightarrow \text{CaH}_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$.
7. В каком ряду увеличивается щелочность растворов солей: 1) K_3PO_4 , KCl ; 2) $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$; 3) RbCl , CuCl_2 ; 4) K_2HPO_4 , K_3PO_4 ?
8. Какая масса железного купороса $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ требуется для приготовления 5 кг раствора с массовой долей сульфата железа 10% ?
9. Вычислите степень электролитической диссоциации циановодородной кислоты HCN в одномолярном растворе и изотонический коэффициент раствора. Константа диссоциации кислоты равна $4,9 \cdot 10^{-10}$.
10. Сколько граммов гидроксида калия содержится в 10 дм^3 раствора, водородный показатель которого равен 11?
11. Один моль гелия, взятый при 100°C и давлении $1,013 \cdot 10^5 \text{ н/м}^2$, адиабатически расширяется. При этом температура понизилась до 25°C . Определите работу, совершенную гелием.
12. При сгорании жидкого этилового спирта массой $11,5 \text{ г}$ выделилось $308,71 \text{ кДж}$ тепла. Напишите термохимическое уравнение реакции, в результате которой образуются пары воды и диоксид углерода. Вычислите энтальпию образования $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(\text{ж})}$.
13. Вычислите по правилу Вант-Гоффа, при какой температуре реакция закончиться за 25 мин , если при 20°C на это требуется 2 ч . Температурный коэффициент скорости равен 3.

14. При некоторой температуре константа равновесия реакции: $2\text{NO}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} \leftrightarrow 2\text{NO}_{2(г)}$, равна 2,2. Равновесные концентрации NO и O₂ соответственно равны 0,02 моль/дм³ и 0,03 моль/дм³. Вычислите исходные концентрации NO и O₂.

15. Как изменяется прочность связи в ряду: HF – HCl – HBr – HI? Указать причины этих изменений.

Вариант 2

1. Баллон емкостью 20 м³ содержит кислород массой 30 кг при температуре 20 °С. Определите давление газа в баллоне.

2. При взаимодействии сплава цинка и магния массой 20,0 г с избытком серной кислоты образовались сульфаты массой 69,0 г. Определите состав сплава (%).

3. Уравняйте реакцию методом электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель: $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{KCl} + \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$.

4. Ядро атома некоторого элемента содержит 26 нейтронов, а электронная оболочка этого атома – 22 электрона. Назвать элемент, изотопом которого является данный атом. Привести запись его символа с указанием заряда и массового числа.

5. Какое квантовое число характеризует вращение вокруг собственной оси электрона? Какие значения может принимать?

6. Составьте уравнения реакций, которые нужно провести для осуществления следующих превращений: $\text{Al} \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3$.

7. В каком ряду увеличивается кислотность растворов солей: 1) KCl, Na₂CO₃; 2) CaCl₂, FeCl₃; 3) CuSO₄, Na₂SO₄; 4) NaCl, KBr?

8. Какая масса карбоната натрия содержится в 0,5 л раствора, если молярная концентрация эквивалентов Na₂CO₃ в этом растворе равна 0,25 н.?

9. Степень диссоциации уксусной кислоты CH₃COOH в одномолярном растворе равна 0,42 %, в децимолярном – 1,33 % и в сантимольном – 4,22 %. Вычислите константу диссоциации.

10. Водородный показатель (pH) одного раствора равен 2, а другого -6. В 1 дм³ какого раствора концентрация ионов водорода больше и во сколько раз?

11. Какое количество теплоты необходимо для изохорического нагревания азота массой 10 г от 10 до 20 °С?

12. Восстановление Fe₃O₄ оксидом углерода идет по уравнению: $\text{Fe}_3\text{O}_{4(кр)} + \text{CO}_{(г)} = 3\text{FeO}_{(кр)} + \text{CO}_{2(г)}$. Вычислите ΔG^0 и сделайте вывод о возможности самопроизвольного протекания этой реакции при стандартных условиях. Чему равно ΔS^0 в этой реакции?

13. Константа скорости K некоторой реакции при 25 °С равна $1,0 \cdot 10^{-3} \text{ с}^{-1}$. Вычислите значение константы скорости этой реакции при 200 °С, если известно, что $E_a = 67,0 \text{ кДж/моль}$.

14. Равновесие в системе: $\text{H}_{2(г)} + \text{I}_{2(г)} \leftrightarrow 2\text{HI}_{(г)}$ установилось при следующих концентрациях (моль/дм³): $[\text{H}_2] = 0,25$; $[\text{I}_2] = 0,05$; $[\text{HI}] = 0,90$. Определите исходные концентрации иода и водорода.

15. Энергия связи молекул H₂, O₂, Cl₂ соответственно равны 430, 495, 240 кДж/моль. Расположите их в ряд в порядке возрастания прочности. Объясните зависимость.

Вариант 3

1. В баллоне емкостью 40 м³ при давлении 106640 Па находится диоксид углерода массой 77 кг. Вычислите температуру газа.

2. При обработке раствором NaOH смеси алюминия и оксида алюминия массой 3,90 г выделился газ объемом 840 см³ (н.у.). Определите состав (%) смеси.

3. Уравняйте реакцию методом электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель:



4. Неоновые трубки дают интенсивное излучение с длиной волны 616 нм. Какова частота этого излучения?

5. Какие из указанных ниже наборов квантовых чисел электрона в атоме являются разрешенными: а) $n = 3, l = 1, m_l = -1$; б) $n = 3, l = 1, m_l = 2$; в) $n = 2, l = 2, m_l = 0$? Для тех из этих комбинаций, которые являются разрешенными, напишите соответствующее обозначение подболочки, к которой принадлежит орбиталь.

6. Составьте уравнения реакций, которые нужно провести для осуществления следующих превращений: $B \rightarrow H_3BO_3 \rightarrow Na_2B_4O_7 \rightarrow H_3BO_3$. Уравнение окислительно-восстановительной реакции составьте на основании электронных уравнений.

7. К раствору $Zn(NO_3)_2$ добавили следующие вещества: а) HNO_3 ; б) Na_2SO_3 ; в) $Cu(NO_3)_2$. В каких случаях гидролиз $Zn(NO_3)_2$ усилится? Почему? Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей.

8. В каком объеме раствора содержится 8 г сульфата меди, если молярная концентрация эквивалентов $CuSO_4$ в растворе равна 0,1 н.?

9. Гидроксид аммония NH_4OH – слабое основание, константа его диссоциации $K_d = 1,8 \cdot 10^{-5}$. При разбавлении растворов слабых электролитов степень их диссоциации увеличивается (закон разбавления Оствальда). Во сколько раз увеличивается степень диссоциации NH_4OH при разбавлении его одномолярного раствора в 100 раз?

10. Укажите реакцию среды и найдите концентрацию $[H^+]$ и $[OH^-]$ -ионов в растворах, для которых pH равен: а) 1,6; б) 10,5.

11. Определить изменение внутренней энергии при изобарическом испарении этилового спирта массой 10 г при температуре кипения 78 °С, если теплота испарения спирта равна 922,77 Дж/г. Объемом жидкости пренебречь.

12. При сгорании жидкого этилового спирта массой 11,5 г выделилось 308,71 кДж тепла. Напишите термохимическое уравнение реакции, в результате которой образуются пары воды и диоксид углерода. Вычислите энтальпию образования $C_2H_5OH_{(ж)}$.

13. Температурный коэффициент скорости реакции разложения йодистого водорода в области указанных ниже температур равен 2. Вычислить по правилу Вант-Гоффа константу скорости этой реакции при 347 °С, если при 365 °С она равна 0,0000809.

14. Константа равновесия реакции: $FeO_{(кр)} + CO_{(г)} \leftrightarrow Fe_{(кр)} + CO_{2(г)}$, при некоторой температуре равна 0,5. Найдите равновесные концентрации CO и CO_2 , если начальные концентрации этих веществ составляли (моль/дм³): $[CO] = 0,05$; $[CO_2] = 0,01$.

15. Электрический момент диполя молекул метана, аммиака, воды и хлороводорода равны: 0; $4,7 \cdot 10^{-30}$; $6,1 \cdot 10^{-30}$; $3,5 \cdot 10^{-30}$ Кл·м. Какая из этих молекул, более полярна? Какова геометрическая форма этих молекул?

Вариант 4

1. Вычислите, при каком давлении азот массой 5 кг займет объем 50 дм³, если температура равна 500 °С.

2. Какая масса известняка, содержащего карбонат кальция (90 %) потребуется для получения 10 т негашеной извести?

3. Уравняйте реакцию методом электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель: $CuSO_4 + P + H_2O \rightarrow Cu + H_3PO_4 + H_2SO_4$.

4. Сколько электронов, протонов и нейтронов входит в состав атома элемента, который находится в V периоде, в побочной подгруппе VI группы (массовое число 96)?

5. Какие из указанных ниже наборов квантовых чисел электрона в атоме являются разрешенными: а) $n = 9, l = 0, m_l = 0$; б) $n = 4, l = -2, m_l = 1$; в) $n = 3, l = 1, m_l = -1$? Для тех из этих комбинаций, которые являются разрешенными, напишите соответствующее обозначение подболочки, к которой принадлежит орбиталь.

6. Какие реакции нужно провести для осуществления следующих превращений: $NaCl \rightarrow HCl \rightarrow Cl_2 \rightarrow KClO_3$. Уравнения окислительно-восстановительных реакций составьте на основании электронных уравнений.

7. К раствору $FeCl_3$ добавили следующие вещества: а) HCl ; б) $NaOH$; в) Na_2CO_3 . В каких случаях гидролиз $FeCl_3$ усилится? Почему? Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей.

8. Определите массовую долю HNO_3 в растворе, молярная концентрация которого равна 4,65 М, а плотность $\rho = 1,15$.

9. Найдите степень диссоциации (в процентах) пропионовой кислоты $\text{C}_3\text{H}_5\text{O}_2$ в растворах следующих концентраций: а) 1,00 М; б) 0,100 М; в) 0,0100 М

10. Определить pH, pOH, концентрацию ионов H^+ , OH^- раствора хлороводородной кислоты, содержащего 0,001 моль/л хлора.

11. Определить изменение внутренней энергии при изобарическом ($1,013 \cdot 10^5 \text{ н/м}^2$) испарении 1 кг воды при 150°C (объемом жидкости воды пренебречь), если теплота парообразования воды при 150°C равна 2112,8 Дж/г. Считать пар идеальным газом, пренебречь объемом жидкости.

12. При какой температуре наступит равновесие систем $\text{PCl}_{5(\text{г})} = \text{PCl}_{3(\text{г})} + \text{Cl}_{2(\text{г})}$; $\Delta H^0 = 92,59 \text{ кДж}$.

13. Константа скорости K реакции получения аммиака при 25°C равна $1,0 \cdot 10^{-3} \text{ с}^{-1}$. Вычислите значение константы скорости этой реакции при 50°C , если известно, что $E_a = 67,0 \text{ кДж/моль}$.

14. При некоторой температуре состав равновесной смеси в объеме 10 дм³ был следующий: 11,2 г CO, 14,2 г Cl_2 , 19,8 г COCl_2 . Вычислите константу равновесия реакции: $\text{CO} + \text{Cl}_2 \leftrightarrow \text{COCl}_2$ при данных условиях.

15. Электрический момент диполя молекул метана, аммиака, воды и хлороводорода равен 0; $4,7 \cdot 10^{-30}$; $6,1 \cdot 10^{-30}$; $3,5 \cdot 10^{-30}$ Кл·м. Какая из этих молекул более полярна?

Вариант 5

1. Вычислите массу воздуха объемом 1 м³ при 17°C и давлении 624 мм рт. ст.

2. При взаимодействии металла(II) массой 6,85 г с водой выделился водород объемом 1,12 дм³ (н.у.). Определите металл.

3. Уравняйте реакцию методом электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель: $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{NO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.

4. Чему равна энергия перехода между 4-м и 3-м энергетическими уровнями в атоме водорода? К какой серии спектра относится линия, возникающая при таком переходе?

5. Какое квантовое число характеризует размер электронного облака и соответствует самому низкому уровню энергии? Какие значения может принимать, и какая форма орбитали, ему соответствует?

6. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения: $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{CrBr}_3 \rightarrow \text{CrCl}_3 \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{K}[\text{Cr}(\text{OH})_4] \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

7. К раствору ZnCl_2 добавили следующие вещества: а) HCl; б) KOH; в) K_2CO_3 . В каких случаях гидролиз ZnCl_2 усилится? Почему? Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей.

8. Плотность 26%-го раствора гидроксида калия равна 1,24 г/мл. Чему равна молярная и нормальная концентрация раствора?

9. 0,01 М раствор слабой кислоты HX диссоциирован на 18,5%. По этим данным вычислите $[\text{H}^+]$, $[\text{X}^-]$, $[\text{HX}]$ и K_a для HX.

10. Водородный показатель крови здорового человека 7,35. При сильной лихорадке величина водородного показателя уменьшается до 5,9. Во сколько раз увеличивается при этом концентрация ионов водорода в крови?

11. Какое количество теплоты выделиться при изотермическом сжати 100 г двуокиси углерода при 0°C от 50 до 10 л?

12. При какой температуре наступит равновесие систем $\text{Fe}_3\text{O}_{4(\text{кр})} + \text{CO}_{(\text{г})} = 3\text{FeO}_{(\text{кр})} + \text{CO}_{2(\text{г})}$; $\Delta H^0 = 34,55 \text{ кДж}$.

13. Муравьиная кислота разлагается на двуокись углерода и водорода на поверхности золота, константа скорости этой реакции при 140°C равна $5,5 \cdot 10^{-4}$, а при $185^\circ\text{C} - 9,2 \cdot 10^{-3}$. вычислить температурный коэффициент реакции в указанном интервале температур.

14. Вычислите константу равновесия реакции: $2\text{HBr}_{(\text{г})} \leftrightarrow \text{H}_{2(\text{г})} + \text{Br}_{2(\text{г})}$, если первоначальная масса бромистого водорода была равна 0,809 г, а к моменту равновесия прореагировало 5 % исходного вещества.

15. Фосфор образует соединения с калием, водородом, кислородом, хлором. В каком соединении связь более полярная? Расположите вещества в порядке уменьшения полярности связи.

Вариант 6

1. Масса колбы вместимостью 750 см^3 , наполненной при 27°C кислородом, равна $83,3 \text{ г}$. Масса пустой колбы составляет $82,1 \text{ г}$. Определите давление кислорода в колбе.
2. Определите массу бромной воды с массовой долей 2% для обесцвечивания этиленового углеводорода массой $5,6 \text{ г}$ и относительной плотностью воздуха равной $1,93$.
3. Уравняйте реакцию методом электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель: $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KNO}_2 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{KNO}_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.
4. Один квант света (фотон) несет энергию, равную $3,06 \cdot 10^{-19} \text{ Дж}$. Какой длине волны, области спектра, частоте колебаний и волновому числу это соответствует?
5. Какое квантовое число характеризует форму орбиталей? Какие значения может принимать, и какие формы орбиталей им соответствуют?
6. Приведите реакции для следующих превращений: углерод $\rightarrow$ оксид азота(IV) $\rightarrow$ азотная кислота $\rightarrow$ серная кислота $\rightarrow$ сероводород. Приведите уравнения реакций, в которых сероводород является восстановителем.
7. К раствору $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ добавили следующие вещества: а) H_2SO_4 ; б) Na_2CO_3 . В каких случаях гидролиз $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ усилится? Почему? Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей.
8. Вычислите молярную концентрацию эквивалента (нормальную концентрацию) H_2SO_4 в растворе серной кислоты с массовой долей $11,6\%$; плотность раствора равна $1,08 \text{ кг/л}$.
9. Диметиламин $(\text{CH}_3)_2\text{NH}$ используется как инсектицид-средство для борьбы с насекомыми. Определите pH $0,010 \text{ М}$ водного раствора диметиламина, зная, что это вещество имеет $pK_b = 3,267$.
10. Вычислить водородный и гидроксидный показатели $0,1 \text{ н.}$ раствора азотной кислоты.
11. Какое количество теплоты выделится при изотермическом сжатии идеального газа от 24 до 3 л , если он был взят при 17°C и $1,454 \cdot 10^5 \text{ н/м}^2$?
12. При какой температуре наступит равновесие систем $\text{CH}_{4(\text{г})} + \text{CO}_{2(\text{г})} = 2\text{CO}_{(\text{г})} + 2\text{H}_{2(\text{г})}$; $\Delta H^0 = 247,37 \text{ кДж..}$
13. Энергия активации некоторой реакции в отсутствие катализатора равна $75,24 \text{ кДж/моль}$, а с катализатором — $50,14 \text{ кДж/моль}$. Во сколько раз возрастает скорость реакций в присутствии катализатора, если реакция протекает при 35°C ?
14. Рассчитайте константу равновесия реакции при 500 К : $\text{PCl}_{5(\text{г})} \leftrightarrow \text{PCl}_{3(\text{г})} + \text{Cl}_{2(\text{г})}$, если к моменту равновесия продиссоциировало 54% PCl_5 , а исходная концентрация PCl_5 была равна 1 моль/дм^3 .
15. Укажите, к какому типу – ионному или ковалентному – принадлежат следующие вещества: а) NH_3 ; б) K_2S ; в) Br_2 ; г) Cl_2O ; д) BaCl_2 ; е) FeO .

Вариант 7

1. Масса газа объемом 624 см^3 при 17°C и давлении 104 кПа равна $1,56 \text{ г}$. Вычислите молекулярную массу газа.
2. При взаимодействии $0,4 \text{ моль}$ карбида кальция и воды массой $7,2 \text{ г}$ образуется ацетилен. Определите объем газа при н.у.
3. Уравняйте реакцию методом электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель: $\text{KMnO}_4 + \text{PH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{MnSO}_4$.
4. Сколько электронов, протонов и нейтронов входит в состав атома элемента, который находится в V периоде, в побочной подгруппе VI группы (массовое число 96)?
5. Каким переходам электронов соответствуют линии с λ_{max} и λ_{min} в сериях Лаймана и Бальмера?
6. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения: $\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{CuSO}_4 \rightarrow (\text{Cu}(\text{NH}_3)_4)\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Cu}$.

7. Какая из двух солей при равных условиях подвергается в большей степени гидролизу: а) K_2CO_3 или K_2S ; б) $FeCl_3$ или $FeCl_2$; Почему? Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза этих солей.

8. Из одного килограмма раствора щелочи с массовой долей $NaOH$ 10 % выпарили 200 г воды. Чему равна массовая доля $NaOH$ в новом растворе?

9. Рассчитайте молярную концентрацию (моль/л) катиона аммония в 0,004М растворе гидрата аммиака, если степень диссоциации равна 6,6%: а) 0,26 б) 0,026 в) 0,0026 г) 0,00026.

10. Водородный показатель равен 4,4. Определить величину гидроксидного показателя, концентрацию ионов водорода и гидроксид-ионов.

11. Один моль гелия, взятый при $200^\circ C$ и давлении $1,013 \cdot 10^5$ н/м², адиабатически расширяется. При этом температура понизилась до $50^\circ C$. Определите работу, совершенную гелием.

12. При какой температуре наступит равновесие систем $CO_{(г)} + 2H_{2(г)} = CH_3OH_{(ж)}$; $\Delta H^0 = -128,05$ кДж.

13. Вычислите, во сколько раз увеличится скорость реакции протекающей в газовой фазе, при повышении температур от 30 до $70^\circ C$, если температурный коэффициент реакции равен 2.

14. Найдите константу равновесия для реакции: $A(г) + B(г) \leftrightarrow C(г) + D(г)$, если исходные концентрации веществ А и В были равны по $0,8$ моль/дм³, а равновесная концентрация вещества С равна $0,6$ моль/дм³.

15. Предскажите, какая из каждой двух связей прочнее: а) $C-F$ или $C-Br$; б) $C=O$ или $C-O$; в) $O-O$ или $S-S$; г) $H-O$ или $H-S$. Ответ поясните.

Вариант 8

1. Вычислите молярную массу ацетона, если масса его паров объемом 500 см³ при $87^\circ C$ и давлении 96 кПа равна $0,93$ г.

2. При взаимодействии металла(III) массой $1,04$ г с раствором кислоты выделился водород объемом $0,448$ дм³ (н.у.). Определите металл.

3. Уравняйте реакцию методом электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель: $KMnO_4 + SO_2 + H_2O \rightarrow K_2SO_4 + MnSO_4 + H_2SO_4$.

4. Какую энергию надо затратить, чтобы возбудить электрон в атоме водорода, находящийся в основном состоянии (на первом энергетическом уровне), до второго и пятого энергетического уровня?

5. Укажите значения квантовых чисел n и l для внешних электронов в атомах элементов с порядковыми номерами 12, 13, 23.

6. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения: $Fe \rightarrow FeCl_2 \rightarrow Fe(OH)_2 \rightarrow Fe(OH)_3 \rightarrow Fe_2O_3 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 \rightarrow Fe(OH)_3$.

7. Какая из двух солей при равных условиях подвергается в большей степени гидролизу: а) Na_3BO_3 или Na_3PO_4 ; б) $MgCl_2$ или $ZnCl_2$; Почему? Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза этих солей

8. До какого объема надо разбавить 500 мл 20%-го раствора $NaCl$ ($\rho = 1,152$), чтобы получить раствор с массовой долей хлорида натрия 4,5 % и плотностью 1,029?

9. Определите концентрацию ионов OH^- в 0,01 М растворе гидроксида аммония. Рассчитайте pH этого раствора при $295K$.

10. pH трех растворов соответственно равны 4; 7; 11. Чему равны концентрации ионов H^+ , OH^- в каждом из этих растворов? Какой раствор является кислым, щелочным, нейтральным?

11. Какое количество теплоты выделяется при изотоническом сжатии 10 л идеального газа, взятого при $27^\circ C$ и нормальном атмосферном давлении, если объем его уменьшится в 10 раз?

12. Исходя из значений стандартных энтальпий образования и абсолютных стандартных энтропий соответствующих веществ вычислите ΔG^0 реакций, протекающих по уравнениям $2\text{PbS}_{(\text{кр})} + 3\text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{PbO}_{(\text{к})} + 2\text{SO}_{2(\text{г})}$.

13. Энергия активации E_a для некоторой реакции равна 35,0 кДж/моль. Какое влияние на ее скорость оказывает повышение температуры от 25,0 до 55,0°C?

14. Чему равна константа равновесия реакции: $4\text{HCl}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} \leftrightarrow 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} + 2\text{Cl}_{2(\text{г})}$, если равновесные концентрации (моль/дм³) равны: $[\text{Cl}_2] = 0,04$; $[\text{H}_2\text{O}] = 0,20$; $[\text{HCl}] = 0,08$; $[\text{O}_2] = 0,10$?

15. Сероводород при обычной температуре – газ, а вода – жидкость. Чем можно объяснить это различие в свойствах?

Вариант 9

1. Определите объем, который займет N_2 массой 0,07 кг при 21°C и давлении 1065 мм. рт. ст.

2. Определите количество вещества, образующегося при сгорании железа массой 140 г в хлоре объемом 112 дм³ (н.у.).

3. Уравняйте реакцию методом электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель: $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{KMnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.

4. Массовое число атома некоторого элемента равно 91, в электронной оболочке атома содержится 40 электронов. Указать число протонов и нейтронов в ядре атома и название элемента.

5. Видимая область спектра лежит в интервале значений от 400 до 760 нм. Найдите соответствующий интервал частот и волновых чисел.

6. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения: $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Fe} \rightarrow \text{FeSO}_4 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Na}[\text{Fe}(\text{OH})_4]$.

7. Какая из двух солей при равных условиях подвергается в большей степени гидролизу: а) KCN или CH_3COOK ; б) K_3PO_4 или K_3VO_3 ? Почему? Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза этих солей.

8. Вычислите, какой объем раствора соляной кислоты с массовой долей HCl 20 % (плотность 1,10) и какой объем воды требуется для приготовления одного литра раствора с нормальной концентрацией HCl 0,1 н.

9. Рассчитайте концентрацию ионов H^+ в 0,01 М растворе уксусной кислоты.

10. Определить концентрации ионов водорода, гидроксид-ионов, водородный и гидроксидный показатели в 0,01 М растворе хлороводородной кислоты.

11. Имеется 0,5 м³ кислорода при 20°C 98600 н/м². После нагревания газ, расширяясь, занял объем 3м³. Какая работа (кДж) была при этом произведена?

12. Исходя из значений стандартных энтальпий образования и абсолютных стандартных энтропий соответствующих веществ вычислите ΔG^0 реакций, протекающих по уравнениям $\text{CaO}_{(\text{к})} + \text{CO}_{2(\text{г})} = \text{CaCO}_{3(\text{р})}$.

13. Реакция между веществами А и В выражается уравнением $2\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{C}$. Начальная концентрация вещества А равна 3,2 моль/л, а вещества В – 1,6 моль/л. Константа скорости реакции 0,75. Какова скорость в начальный момент и по истечении некоторого времени, когда концентрация вещества А уменьшилась на 0,5 моль/л?

14. Пентахлорид фосфора диссоциирует при нагревании по уравнению: $\text{PCl}_{5(\text{г})} \leftrightarrow \text{PCl}_{3(\text{г})} + \text{Cl}_{2(\text{г})}$. Вычислите константу равновесия этой реакции, если из 3 молей PCl_5 , находящихся в закрытом сосуде емкостью 10 дм³, подвергается разложению 2,5 моля.

15. Длина диполя молекулы HBr равна $0,92 \cdot 10^{-7}$ см. Вычислите электрический момент диполя. Длина диполя молекулы HBr равна $0,92 \cdot 10^{-7}$ см. Вычислите электрический момент диполя.

Вариант 10

1. Определите плотность по водороду смеси гелия и кислорода объемами 300 дм³ и 100 дм³ (н.у.) соответственно.
2. Рассчитайте массу сульфида цинка, образующегося при взаимодействии цинка и серы массами 13 г и 10 г соответственно.
3. Уравняйте реакцию методом электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель: $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{PbO} + \text{NO}_2 + \text{O}_2$.
4. Найдите энергию ионизации для ионов He^+ и Ca^{2+} . Сравните их с энергией ионизации атома водорода.
5. Ядро атома некоторого элемента содержит 66 нейтронов, а электронная оболочка этого атома – 49 электронов. Назвать элемент, изотопом которого является данный атом. Привести запись его символа с указанием заряда и массового числа.
6. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения: $\text{Cr} \rightarrow \text{CrCl}_3 \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{K}[\text{Cr}(\text{OH})_4] \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4$.
7. Составьте молекулярное и ионно-молекулярное уравнения совместного гидролиза, происходящего при смешивании растворов: а) Na_2S и AlCl_3 ; б) K_2SO_3 и $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$.
8. Какой объем 15%-го раствора серной кислоты ($\rho = 1,10$) потребуется для реакции с 24,3 г магния?
9. Вычислите концентрацию ионов NH_4^+ в 0,005 М растворе гидроксида аммония.
10. Путем расчетов найти, у какого раствора pH больше: у 1 н. раствора хлороводородной кислоты или у 1 н. раствора уксусной кислоты?
11. Сколько потребуется теплоты, чтобы повысить температуру 10 г аргона (одноатомного газа) на 10°C; а) при постоянном объеме; б) при постоянном давлении.
12. Исходя из значений стандартных энтальпий образования и абсолютных стандартных энтропий соответствующих веществ вычислите ΔG^0 реакций, протекающих по уравнениям $\text{Al}_2\text{O}_3(\text{кр}) + 2\text{Cr}(\text{кр}) = \text{Cr}_2\text{O}_3(\text{кр}) + 2\text{Al}(\text{кр})$.
13. Энергия активации некоторой реакции в отсутствие катализатора равна 75,24 кДж/моль, а с катализатором — 50,14 кДж/моль. Во сколько раз возрастает скорость реакций в присутствии катализатора, если реакция протекает при 25 °C?
14. В начальный момент протекания реакции: $\text{CO}(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г}) \leftrightarrow \text{CO}_2(\text{г}) + \text{H}_2(\text{г})$, концентрации были равны (моль/дм³): $[\text{CO}] = 0,30$; $[\text{H}_2\text{O}] = 0,40$; $[\text{CO}_2] = 0,40$; $[\text{H}_2] = 0,05$. Вычислите концентрации всех веществ в момент, когда прореагирует 50 % воды.
15. Вычислите разность относительных электроотрицательностей атомов для связей H–O и O–Э в соединениях Э(OH)₂, где Э – Mg, Ca или Sr, и определите: а) какая из связей H–O или O–Э характеризуется в каждой молекуле большей степенью ионности; б) каков характер диссоциации этих молекул в водном растворе?

6. ОБРАЗОВАТЕЛЬНЫЕ И ИНФОРМАЦИОННЫЕ ТЕХНОЛОГИИ

В соответствии с требованиями ФГОС ВПО по направлению подготовки реализация компетентностного подхода предусматривает использование в учебном процессе активных и интерактивных форм проведения занятий. (компьютерных симуляций, деловых и ролевых игр, разбор конкретных ситуаций, психологические и иные тренинги, диспуты, дебаты, портфолио круглые столы и пр.) в сочетании с внеаудиторной работой с целью формирования и развития требуемых компетенций обучающихся.

6.1. Образовательные технологии

Преподавание теоретического материала осуществляется с помощью электронных средств обучения при непосредственном прочтении данного материала лектором.

При освоении практикума студентам предлагается индивидуальная работа и работа в малых группах, где каждый получает своё задание.

Практические работы выполняются студентами по индивидуальным графикам согласно методическим указаниям к лабораторным работам, составленным по единому плану: перечень вопросов для подготовки к лабораторным работам, сущность методики, методика проведения определения, список литературы.

Теоретические вопросы, касающиеся той или иной лабораторной работы, готовятся студентами дома. Дополнительно для домашнего выполнения дается несколько задач для решения из учебника.

В лаборатории перед каждой работой преподавателем проводится допуск к практической работе в виде устного опроса студентов и проверки домашнего задания (15 мин). Результаты лабораторной работы обрабатываются методом математической статистики. Оформляется отчет по работе. Результаты анализа и допуска к работе оцениваются преподавателем по БАРС.

Название образовательной технологии	Темы, разделы дисциплины	Краткое описание применяемой технологии
Проблемная (интерактивная) лекция	Строение атома. Современные представления о строении атома.	1. Мотивационный этап Создание ситуации, в которой возникает желание изучать теории строения атома. Накопленные экспериментальные данные: явление радиоактивности, электролиза, открытие электрона и др. дали толчок к экспериментальному обоснованию сложности строения атома и разработке моделей строения атома 2. Разработка способа решения проблемы В течение 5 минут будут анализировать достоинства и недостатки существующих моделей и теорий строения атома. 3. Реализация найденного решения В результате у студентов будет сформирован комплекс новых знаний по изучению строения атома. 4. Контрольно-корректировочный этап

		Подведение итогов работы со студентами. Проведение миниопроса студентов. Дидактические средства, используемые на занятии. Презентация, проектор, компьютер, доска, наглядные пособия.
Проблемная (интерактивная) лекция	Периодический закон. Периодическая система. Свойства элементов и их соединений	1. Мотивационный этап Создание проблемной ситуации при рассмотрении закономерности изменения химических свойств веществ. Известно, что у химических элементов, находящихся в одной декаде d-элементов наблюдаются отклонения от закономерностей изменения свойств: радиусов атомов, энергии ионизации и сродства к электрону, степени окисления элементов. 2. Разработка способа решения проблемы В течение 5 минут будут работать 2 группы студентов над решением проблемы в форме мозгового штурма. 3. Реализация найденного решения В результате решения студентами аналитической задачи, связанной с графическим рассмотрением электронной конфигурации атомов выявляются отклонения у элементов, имеющих полностью или наполовину заполненные подуровни, кайносимметричные орбитали. 4. Контрольно-корректировочный этап Подведение итогов работы со студентами. Проведение миниопроса студентов. Дидактические средства, используемые на занятии. Презентация, проектор, компьютер, доска, наглядные пособия.
Проблемная (интерактивная) лекция	Основы химической термодинамики.	1. Мотивационный этап Создание ситуации, в которой возникает желание изучать законы термодинамики применительно к химическим процессам. Известно, что в результате химических взаимодействий происходит обмен с окружающей средой теплотой, веществом, совершается работа. В зависимости от условий проведения процесса как вычисляются термодинамические функции? 2. Разработка способа решения проблемы В течение 5 минут будут работать 2 группы студентов над решением проблемы в форме мозгового штурма.

		3. Реализация найденного решения В результате решения студентами аналитической задачи, связанной с рассмотрением работы поршня против внешнего давления устанавливаются зависимости термодинамических функций от различных параметров. 4. Контрольно-корректировочный этап Подведение итогов работы со студентами. Проведение миниопроса студентов. Дидактические средства, используемые на занятии. Презентация, проектор, компьютер, доска, наглядные пособия.
Круглый стол	Периодический закон. Периодическая система. Свойства элементов и их соединений.	1. Мотивационный этап Обсуждается проблема, связанная с положением элементов в ПС, строением ПС. На каком основании хлор и марганец помещают в одной группе ПС. 2. Разработка способа решения проблемы Составляются электронные конфигурации атомов и электронно-графические формулы. 3. Реализация найденного решения Делается вывод о положении элементов в группе и разделении на подгруппы, указываются возможные степени окисления и валентность. 4. Контрольно-корректировочный этап Подведение итогов работы со студентами. Проведение миниопроса студентов. Дидактические средства, используемые на занятии. Презентация, проектор, компьютер, доска, наглядные пособия. Оценивается умение студентов аргументировать собственную точку зрения.
Коллоквиум	Основные классы неорганических соединений.	1. Мотивационный этап Обсуждается проблема, связанная с строением и свойствами основных классов неорганических соединений и комплексных соединений. Почему ион гексацианокобальта (III) диамагнитен и окрашен, а ион гексафторкобальта (III) парамагнитен и не окрашен?

		2. Разработка способа решения проблемы Составляются электронная конфигурация иона кобальта (III) и электронно-графические формулы. Строится диаграмма согласно теории кристаллического поля. 3. Реализация найденного решения Делается вывод о расщеплении d-подуровня иона кобальта в зависимости от поля лиганда, и анализируется заполнение d-орбиталей, что и определяет магнитные и оптические свойства. 4. Контрольно-корректировочный этап Подведение итогов работы со студентами. Проведение миниопроса студентов. Дидактические средства, используемые на занятии. Презентация, проектор, компьютер, доска, наглядные пособия. Оценивается умение студентов аргументировать собственную точку зрения.
Обучение в малых группах (равный обучает равного)	Общие свойства растворов. Способы выражения концентраций.	1. Подготовительный этап. Разбивка студентов на минигруппы (3-4 человека). Разделение вопросов для обсуждения. Распределение ролей. Состав группы: Докладчик представляет основной доклад по своему вопросу 1. основные понятия (система, растворенное вещество, растворитель, компонент, фаза); 2. теории растворов; 3. классификация растворов; 4. концентрация, способы выражения концентрации растворов. Докладчик обосновывает свою позицию. Содокладчик отвечает на вопросы представителей других групп по представленному докладу, отстаивает позицию своей группы. Оппонент кратко пересказывает позицию докладчика из другой группы, находит ее уязвимые, спорные места или ошибки, задает вопросы представителям других групп. Эксперт оценивает работу каждого участника. 2. Организационный этап.

		Напоминание правил преподавателем, установление регламента (в роли хронометриста преподаватель, представление и обсуждение докладов). 3. Рефлексивный этап. Обсуждение результатов. Анализ формул для расчета концентрации. Оценивается умение студентов аргументировать собственную точку зрения. 4. Дидактические средства, используемые на занятии. Презентация, проектор, компьютер, доска, наглядные пособия.
Круглый стол	Основы химической термодинамики	1. Мотивационный этап Обсуждается проблема, связанная с способами определения тепловых эффектов реакций. Для реакции неполного сгорания углерода невозможно практически определить тепловой эффект. Предложите способ определения теплового эффекта 2. Разработка способа решения проблемы Составляются термохимические уравнения реакций с указанием известных тепловых эффектов. 3. Реализация найденного решения Комбинированием термохимических уравнений получают искомое, и основываясь на следствие из закона Гесса, рассчитывают тепловой эффект искомой реакции. 4. Контрольно-корректировочный этап Подведение итогов работы со студентами. Проведение миниопроса студентов. Дидактические средства, используемые на занятии. Презентация, проектор, компьютер, доска, наглядные пособия. Оценивается умение студентов аргументировать собственную точку зрения.
Коллоквиум	Химическая кинетика и катализ.	1. Мотивационный этап Обсуждается проблема, связанная с влиянием различных факторов на скорость химических реакций. Энергия активации некоторой реакции в отсутствие катализатора равна 75,24 кДж/моль, а с катализатором – 50,14 кДж/моль. Во сколько раз возрастает скорость реакций в присутствии катализатора, если реакция протека-

		ет при 25 °С? 2. Разработка способа решения проблемы Анализируются формулы для расчета энергии активации с участием катализатора и без него. 3. Реализация найденного решения Делается вывод изменении скорости реакции в присутствии катализатора. 4. Контрольно-корректировочный этап Подведение итогов работы со студентами. Проведение миниопроса студентов. Дидактические средства, используемые на занятии. Презентация, проектор, компьютер, доска, наглядные пособия. Оценивается умение студентов аргументировать собственную точку зрения.
Учебный проект	Лабораторная работа «Изучение скорости реакции взаимодействия тиосульфата с серной кислотой».	1. Мотивационный этап Анализ литературы. Знакомство с теоретическими основами кинетики химических реакций в растворах, методами исследования скоростей химических реакций. Этап заканчивается формулировкой задачи – экспериментально определить константы скорости реакции взаимодействия тиосульфата с серной кислотой. 2. Проектирование (планирование) деятельности Разбивка студентов на мини группы по 2 человека. Найти константы скорости, оценить влияние температуры, проверить применимость правила Вант-Гоффа. Разработка плана реализации проекта. 3. Реализация проекта Анализ материальной базы. Подбор необходимых реагентов и других комплектующих материалов. Дидактические средства, используемые на занятии. Химическая посуда, химические реагенты, лабораторный практикум, доска, наглядные пособия. В течение 2 часов студенты будут работать в группах по 2 человека над экспериментом, проводимом при нескольких температурах. 4. Контрольно-корректировочный этап Защита учебного проекта. Оценивается объем выполненной работы, качество определения и полученных результатов, умение чет-

		ко выражать свои мысли, отстаивать свою точку зрения, отвечать на вопросы и т. д. Подведение итогов и анализ работы со студентами.
--	--	--

Учебные занятия по дисциплине могут также проводиться с применением информационно-телекоммуникационных сетей при опосредованном (на расстоянии) интерактивном взаимодействии обучающихся и преподавателя в режимах on-line и/или off-line в формах: видеолекций, видеоконференции (с использованием платформы Zoom), собеседования в режиме чат, форума, чата в различных мессенджерах, выполнения виртуальных практических работ и др.

6.2. Информационные технологии

При реализации различных видов учебной и внеучебной работы используются:

- возможности Интернета в учебном процессе (рассылка заданий, предоставление выполненных работ, ответы на вопросы, ознакомление учащихся с оценками и т.д.);
- использование электронных учебников и различных сайтов (например, электронные библиотеки, журналы и т.д.) как источников информации;
- использование возможностей электронной почты преподавателя;
- использование средств представления учебной информации (электронных учебных пособий и практикумов, применение новых технологий для проведения очных (традиционных) лекций и семинаров с использованием презентаций и т.д.);
- использование виртуальной обучающей среды (или системы управления обучением LMS Moodle) или иных информационных систем, сервисов и мессенджеров.

6.3. Перечень программного обеспечения и информационных справочных систем

- Лицензионное программное обеспечение

Наименование программного обеспечения	Назначение
Adobe Reader	Программа для просмотра электронных документов
Платформа дистанционного обучения LMS Moodle	Виртуальная обучающая среда
Mozilla FireFox	Браузер
Microsoft Office 2013, Microsoft Office Project 2013, Microsoft Office Visio 2013	Пакет офисных программ
7-zip	Архиватор
Microsoft Windows 7 Professional	Операционная система
Kaspersky Endpoint Security	Средство антивирусной защиты
Google Chrome	Браузер
OpenOffice	Пакет офисных программ
Opera	Браузер
Paint .NET	Растровый графический редактор
VLC Player	Медиапроигрыватель
WinDjView	Программа для просмотра файлов в формате DJV и DjVu

- Современные профессиональные базы данных, информационные справочные системы

1. Электронный каталог Научной библиотеки АГУ на базе MARK SQL НПО «Информ-систем».

<https://library.asu.edu.ru>

2. Электронная библиотека «Астраханский государственный университет» собственной генерации на электронной платформе ЭБС «Электронный читальный зал - БиблиоТех».

<https://biblio.asu.edu.ru>

Учетная запись образовательного портала АГУ
(Регистрация в 905 аудитории. Пристрой)

3. Электронная библиотечная система (ЭБС) ООО «Политехресурс» «Консультант студента». Многопрофильный образовательный ресурс "Консультант студента" является электронной библиотечной системой, предоставляющей доступ через сеть Интернет к учебной литературе и дополнительным материалам, приобретенным на основании прямых договоров с правообладателями. Каталог в настоящее время содержит около 15000 наименований.

www.studentlibrary.ru

Регистрация с компьютеров АГУ

7. ФОНД ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ ДЛЯ ТЕКУЩЕГО КОНТРОЛЯ И ПРОМЕЖУТОЧНОЙ АТТЕСТАЦИИ

7.1. Паспорт фонда оценочных средств

При проведении текущего контроля и промежуточной аттестации по дисциплине «Химия» проверяется сформированность у обучающихся компетенций, указанных в разделе 3 настоящей программы. Этапность формирования данных компетенций в процессе освоения образовательной программы определяется последовательным освоением дисциплин и прохождением практик, а в процессе освоения дисциплины - последовательным достижением результатов освоения содержательно связанных между собой разделов и тем.

Таблица 5.
Соответствие изучаемых разделов, результатов обучения и оценочных средств

№ п/п	Контролируемые разделы (темы) дисциплины	Код контролируемой компетенции	Наименование оценочного средства
1	Основные понятия и законы химии.	ОПК-1	Вопросы и задания к Л.Р. №1
2	Простейшие стехиометрические расчеты.	ОПК-1	Вопросы и задания к Л.Р. №2
3	Строение атома. Современные представления о строении атома.	ОПК-1	Вопросы и задания к Л.Р. №3 Тест №1
4	Периодический закон. Периодическая система. Свойства элементов и их соединений.	ОПК-1	Вопросы к круглому столу Вопросы и задания к Л.Р. №4 Рейтинговая К.Р. №1
5	Основные классы неорганических соединений.	ОПК-1	Вопросы к коллоквиуму Вопросы и задания к Л.Р. №5
6	Комплексные соединения	ОПК-1	Вопросы и задания к Л.Р. №6 Рейтинговая К.Р. №2
7	Общие свойства растворов. Способы выражения концентраций.	ОПК-1	Вопросы и задания к Л.Р. №7 Тест №2
8	Основы химической термодинамики.	ОПК-1	Вопросы к круглому столу Вопросы и задания к Л.Р. №8 Рейтинговая

			К.Р. №3
9	Термохимия	ОПК-1	Вопросы и задания к Л.Р.№9 Тест №3
10	Химическая кинетика и катализ.	ОПК-1	Вопросы к коллоквиуму Вопросы и задания к Л.Р.№10 Тест №4 Рейтинговая К.Р. №4

7.2. Описание показателей и критериев оценивания компетенций, описание шкал оценивания

Таблица 6.

Критерии оценивания результатов обучения

5 «отлично»	-дается комплексная оценка предложенной ситуации; -демонстрируются глубокие знания теоретического материала и умение их применять; - последовательное, правильное выполнение всех заданий; -умение обоснованно излагать свои мысли, делать необходимые выводы.
4 «хорошо»	-дается комплексная оценка предложенной ситуации; -демонстрируются глубокие знания теоретического материала и умение их применять; - последовательное, правильное выполнение всех заданий; -возможны единичные ошибки, исправляемые самим студентом после замечания преподавателя; -умение обоснованно излагать свои мысли, делать необходимые выводы.
3 «удовлетворительно»	-затруднения с комплексной оценкой предложенной ситуации; -неполное теоретическое обоснование, требующее наводящих вопросов преподавателя; -выполнение заданий при подсказке преподавателя; - затруднения в формулировке выводов.
2 «неудовлетворительно»	- неправильная оценка предложенной ситуации; -отсутствие теоретического обоснования выполнения заданий.

Критерии оценки тестовых заданий:

1. оценка «отлично» выставляется студенту, если дано не менее 90% правильных ответов (интервал от 90 до 100%);
2. оценка «хорошо» если дано не менее 70% правильных ответов (интервал от 70 до 89%);
3. оценка «удовлетворительно» если дано не менее 50% правильных ответов (интервал от 50 до 69%);
4. оценка «неудовлетворительно», если дано менее 50% правильных ответов.

Критерии оценки для лабораторных работ

1. оценка «отлично» (90-100 баллов) выставляется студенту, если полностью выполнены общие требования к выполнению, оформлению и отчету по лабораторным работам, а именно:

- отчет по работе представлен не позднее двух недель после выполнения и/ или вовремя прикреплен на проверку в электронно-образовательном ресурсе **moodle.asu.edu.ru (по указанию преподавателя!)**;
- аккуратно (читаемо) оформлена работа (цель, оборудование, реактивы, ход работы, таблицы с результатами, графики, расчеты, уравнения реакций или схемы, статистическая обработка данных, выводы)
- обязательно продемонстрировать в работе используемый математический аппарат по теме выполняемой работы (обозначения, формулы, уравнения реакций, схемы и т.п.).
- на миллиметровой бумаге изображены графически зависимости, полученные в ходе выполнения эксперимента (все выполняется только простым карандашом!). График для каждой системы оформляется на отдельном листе, масштаба А4 (или ½ листа масштаба А4, более мелкие рисунки не допускаются!) с подробной подрисуночной подписью (Рис.1). Если для системы приводятся данные при нескольких температурах, они наносятся все на один график. В подрисуночной подписи указываются, условия получения данных (длина волны, размер кювет, какой температуре соответствуют нанесенные линии, концентрация анализируемых растворов и т.п.). Компьютерный вариант представления графиков не допускается! При работе с графиком для определения каких-либо величин, допускается построение на графике дополнительных линий, однако расчеты, связанные с этими графиками, следует помещать в тексте работы, а не на координатной плоскости графика или рисунка. В подписи под рисунком должен стоять номер рисунка, название графика и расшифровка по номерам линий на графике. Желательно, чтобы на одном листе располагался один рисунок;
- ошибки и недочеты в расчетах отсутствуют, приведены размерности всех величин в системе единиц СИ;
- студентом правильно проведен анализ и оценка полученных результатов, представлена статистическая обработка полученных результатов, дано аргументированное обоснование найденному проценту ошибки в работе;
- студент правильно и аргументировано ответил письменно на все вопросы после лабораторной работы, а также безошибочно выполнен комплект задач по теме лабораторной работы (при наличии).

2. оценка «хорошо» (70-89 баллов) выставляется студенту, если полностью выполнены общие требования к выполнению, оформлению и отчету по лабораторным работам, см. пункт 1. Но в работе имеются не существенные замечания:

- не полное оформление, представлен не полностью математический аппарат, пропущены размерности величин;
- есть не критические замечания к оформлению и трактовке графиков;
- студент правильно и аргументировано ответил письменно на более 80-% всех вопросов после лабораторной работы, а также не менее 80-% правильно решенных задач по теме лабораторной работы (при наличии).

3. оценка «удовлетворительно» (60-69 баллов) выставляется студенту, если не полностью выполнены общие требования к выполнению, оформлению и отчету по лабораторным работам, см. пункт 1, а именно:

- отчет по работе представлен не вовремя (позднее двух недель после выполнения) и/ или не вовремя прикреплен на проверку в электронно-образовательном ресурсе **moodle.asu.edu.ru (по указанию преподавателя!)**;
- небрежное оформление, в работе частично представлен математический аппарат, пропущены размерности величин;
- есть критические замечания к оформлению и трактовке графиков;

- студентом или не дан, либо ошибочно проведен анализ и оценка полученных результатов, не проведена статистическая обработка полученных данных, нет разъяснений по рассчитанному проценту ошибки по полученным экспериментальным данным.
- Студент правильно и аргументировано ответил письменно на более 70-% всех вопросов после лабораторной работы, а также не менее 70-% правильно решенных задач по теме лабораторной работы (при наличии).

4. оценка «**неудовлетворительно**» (50-59 баллов) выставляется студенту если:

- отчет по работе представлен не вовремя (позднее двух недель после выполнения) и/ или не вовремя или вообще не прикреплен на проверку в электронно-образовательном ресурсе **moodle.asu.edu.ru (по указанию преподавателя!)** без уважительной причины;
- небрежное оформление, в работе не представлен математический аппарат, пропущены размерности величин;
- имеются грубые ошибки в оформлении и трактовке графиков, в расчетах и (или) уравнениях реакций;
- студентом не представлен анализ и оценка полученных результатов, не проведена статистическая обработка полученных данных, нет разъяснений по рассчитанному проценту ошибки по полученным экспериментальным данным.
- студент не ответил правильно письменно на менее 50-% всех вопросов после лабораторной работы, а также не выполнил правильно хотя бы 1 задачу из комплекса задач после лабораторной работы (при наличии).

5. оценка «неудовлетворительно», если студент не может правильно ответить на поставленные вопросы, не способен провести анализ и дать оценку полученным результатам.

Общие требования к выполнению, оформлению и отчету по лабораторным работам

1. Цель и задачи исследования.
 2. Краткое описание эксперимента: способы, методы, методики исследования и теоретические положения.
 3. Законы, положения, математический аппарат, уравнения реакций. Результаты исследования и расчеты (уравнения должны быть приведены в общем виде и с подставленными данными). Результаты исследования и расчетов должны быть сведены в соответствующие таблицы. Статистическая обработка данных.
 4. Графическая обработка экспериментальных данных: графики и схемы должны выполняться только на миллиметровой бумаге. На ось ординат наносится функция, на ось абсцисс – аргумент с указанием единиц измерения. На осях наносится шкала согласно выбранному масштабу. Единицы масштаба должны быть выбраны в соответствии точности отсчета при эксперименте. Координаты экспериментальной точки наносятся только на плоскости и отмечаются точкой. По экспериментальным точкам проводится усредняющая кривая. Выпавшие точки не используются, но показываются. На листе, где выполнен график, должны быть указаны наименование графика (под графиком), условия, сноски. Экспериментальные данные для построения градуировочного графика обрабатываются по методу наименьших квадратов.
 5. Анализ экспериментально полученных зависимостей.
 6. Выводы.
- Работа считается выполненной, если приведены все необходимые расчеты, построены изучаемые зависимости, приведены все структурные формулы изучаемых веществ и образуемых соединений, сделаны соответствующие выводы.

7.3. Контрольные задания или иные материалы, необходимые для оценки знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности

Вопросы для семинаров, коллоквиумов по дисциплине «Химия»

Тема 1. Основные понятия и законы химии. Простейшие стехиометрические расчеты

1. Основные понятия, определения и законы в химии. (Эквивалент, закон эквивалентов; основные газовые законы, химические уравнения).

Тема 2. Строение атома. Современные представления о строении атома

2. Экспериментальные основания учения о строении атомов. Теория строения атома водорода Нильса Бора. Элементы волновой механики атомов.

3. Характеристика поведения электронов в атомах. Квантовые числа. Принцип Паули. Правило Гунда. Типы орбиталей и порядок заполнения электронных уровней (правила Клечковского).

4. Строение сложных атомов. Факторы, влияющие на энергию электронов в многоэлектронном атоме (заряд ядра, главное квантовое число.)

Тема 3. Периодический закон. Периодическая система. Свойства элементов и их соединений

5. Периодический закон. Периодическая система элементов Д. И. Менделеева в свете учения о строении атома. Электронные аналоги. Кайносимметричные элементы.

6. Периодическое изменение свойств химических элементов, соединений. Радиусы атомов и ионов. Эффективный заряд атома. Вторичная периодичность. Энергия ионизации и сродство к электрону. Электроотрицательность элементов. Периодичность изменения степени окисления элементов.

Тема 4. Основные классы неорганических соединений

7. Основные классы неорганических соединений. Оксиды. Кислоты. Основания. Соли. Комплексные соединения.

8. Обменные реакции в растворах электролитов. Гидролиз солей.

9. Водород. Водород в природе. Получение водорода.

10. Вода. Физические свойства воды. Пероксид водорода H_2O_2 .

11. Галогены. Галогены в природе. Физические свойства галогенов. Химические свойства галогенов.

12. Получение и применение галогенов. Соединения галогенов с водородом. Кислородсодержащие соединения галогенов.

13. Главная подгруппа шестой группы. Кислород. Воздух. Получение и свойства кислорода. Озон.

14. Главная подгруппа пятой группы. Азот. Свойства азота.

15. Элементы подгруппы фосфора. Фосфор и его свойства. Соединения фосфора с водородом и галогенами.

16. Главная подгруппа четвертой группы. Углерод. Аллотропия углерода. Химические свойства углерода. Диоксид углерода.

17. Кремний и его соединения. Свойства кремния. Соединения кремния с водородом и галогенами.

18. Первая группа периодической системы. Щелочные металлы. Щелочные металлы в природе.

19. Вторая группа периодической системы. Бериллий. Магний. Кальций. Стронций. Барий.

20. Третья группа периодической системы. Бор. Алюминий. Галлий. Индий. Таллий.

21. Побочные подгруппы четвертой, пятой, шестой и седьмой групп. Подгруппа титана.

22. Восьмая группа периодической системы. Благородные газы.

Тема 5. Общие свойства растворов

23. Растворы. Общая характеристика. Способы выражения содержания растворенного вещества в растворе.
24. Основные положения теории электролитической диссоциации. Растворение. Сольватная теория растворов. Объяснение тепловых эффектов растворения.
25. Особенности растворов электролитов. Слабые электролиты. Константа и степень диссоциации. Кислоты, основания и соли в свете теории электролитической диссоциации, Расчет концентраций ионов H^+ и OH^- в водных растворах кислот и оснований.
26. Разбавленные растворы. Вода – слабый электролит. Водородный показатель pH.
27. Теория сильных электролитов. Активность ионов. Ионная сила раствора.

Тема 6. Основы химической термодинамики

28. Основы термохимии. Первый закон термодинамики. Применение первого закона термодинамики к термодинамическим процессам. Внутренняя энергия и энтальпия. Энергия кристаллической решетки. Теплота растворения. Второй закон термодинамики. Энтропия.
29. Термохимия. Закон Гесса. Следствия из закона Гесса.

Тема 7. Химическая кинетика и катализ

30. Химическая кинетика. Скорость реакции, влияние различных факторов на скорость химической реакции. Кинетическая классификация реакций.
31. Зависимость скорости реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа.

Комплект заданий для контрольной работы по дисциплине «Химия»

Контрольная работа №1 по теме: «Основные понятия и законы химии. Простейшие стехиометрические расчеты. Строение атома. Современные представления о строении атома»

Вариант 1

Задание 1. Какое квантовое число характеризует форму орбиталей? Какие значения может принимать, и какие формы орбиталей им соответствуют?

Задание 2. На 5-ом энергетическом уровне имеется 5 подуровней. Какое максимальное число электронов может разместиться на этом уровне?

Задание 3. Неоновые трубки дают интенсивное излучение с длиной волны 616 нм. Какова частота этого излучения?

Задание 4. Масса паров метанола объемом 85,5 см³ при 91 °С и давлении 102 344 Па составляет 0,0925 г. Вычислите молекулярную массу метанола.

Вариант 2

Задание 1. Строение сложных атомов. Влияние главного квантового числа на энергию электронов в многоэлектронном атоме.

Задание 2. На каком энергетическом уровне может разместиться 72 электрона?

Задание 3. Чему равна энергия перехода между 4-м и 3-м энергетическими уровнями в атоме водорода?

Задание 4. Бертолетова соль при нагревании разлагается с образованием хлорида калия и кислорода. Какой объем кислорода при 0 °С и давлении 101 325 Па можно получить из одного моля бертолетовой соли?

Контрольная работа №2 по теме: «Периодический закон. Периодическая система. Свойства элементов и их соединений. Основные классы неорганических соединений. Общие свойства растворов. Способы выражения концентраций»

Вариант 1

Задание 1. Напишите уравнения реакций, в результате которых можно осуществить следующие превращения: хлорид натрия $\rightarrow$ хлор $\rightarrow$ хлорат калия $\rightarrow$ кислород $\rightarrow$ озон $\rightarrow$ оксид серебра $\rightarrow$ нитрат серебра $\rightarrow$ оксид азота(IV) $\rightarrow$ азотная кислота $\rightarrow$ N_2O .

Задание 2. Составьте уравнение реакций гидролиза Na_3PO_4 . Определите, в какую сторону сместится равновесие, если к раствору этой соли добавить: а) NaOH ; б) HCl ; в) K_2CO_3 ; г) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.

Задание 3. Гидроксид аммония NH_4OH – слабое основание, константа его диссоциации $K_d = 1,8 \cdot 10^{-5}$. Во сколько раз увеличивается степень диссоциации NH_4OH при разбавлении его одномолярного раствора в 100 раз?

Задание 4. Какая из связей характеризуется наибольшей степенью ковалентности $\text{Li}-\text{F}$, $\text{Be}-\text{F}$, $\text{B}-\text{F}$, $\text{C}-\text{F}$? Ответ пояснить.

Задание 5. Напишите электронную формулу атома железа. Как распределяются в нем электроны d -подуровня и каковы высшая валентность и возможные степени окисления железа?

Вариант 2

Задание 1. Сколько (г) кристаллогидрата $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ потребуется для приготовления раствора нитрата меди массой 470 г с массовой долей 20 %?

Задание 2. Рассчитайте ионную силу раствора «Трисоль», применяемого в медицинской практике в качестве плазмозамещающего раствора, на основании его прописи: натрия хлорид — 1,2 г, калия хлорид — 0,6 г, натрия гидрокарбонат — 0,8 г, вода для инъекций до 200 мл.

Задание 3. Вычислите pH растворов, в которых концентрация ионов $[\text{OH}^-]$ равна (моль/дм³):

а) $4,6 \cdot 10^{-4}$; б) $8,1 \cdot 10^{-6}$; в) $9,3 \cdot 10^{-9}$.

Задание 4. Напишите уравнения реакций, в результате которых можно осуществить следующие превращения: алюминий $\rightarrow$ оксид алюминия $\rightarrow$ сульфат алюминия $\rightarrow$ хлорид алюминия $\rightarrow$ гидроксид алюминия $\rightarrow$ оксид алюминия $\rightarrow$ тетрагидроксоалюминат натрия.

Задание 5. Энергия связи молекул H_2 , O_2 , Cl_2 соответственно равны 430, 495, 240 кДж/моль. Расположите их в ряд в порядке возрастания прочности. Объясните зависимость.

Контрольная работа №3 по теме: «Основы химической термодинамики»

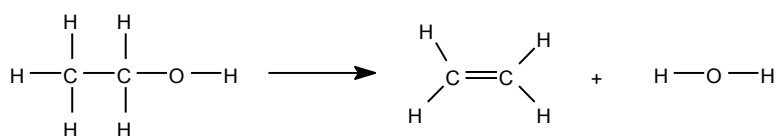
Вариант 1

Задание 1. При разложении карбоната магния на оксид магния и диоксид углерода поглощается 100,7 кДж тепла. Вычислите энтальпию образования карбоната магния.

Задание 2. Определить разность энтропий 1 г воды при 0 и 100 °С (давление нормальное), считая теплоемкость воды постоянной и равной 4,19 Дж/г·град.

Задание 3. Какое количество теплоты необходимо для изохорического нагревания углекислого газа массой 50 г в интервале температур от 300 до 400 °С, если $C_v = 40,2$ Дж/моль·К.

Задание 4. Рассчитайте тепловой эффект реакции дегидратации этилового спирта по реакции:



Теплота испарения этилового спирта 41,68, а воды 44,0 кДж/моль.

Вариант 2

Задание 1. Реакция горения аммиака выражается термохимическим уравнением: $4\text{NH}_{3(\text{г})} + 3\text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{N}_{2(\text{г})} + 6\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$; $\Delta H^0 = -1530,28 \text{ кДж}$. Вычислите энтальпию образования аммиака.

Задание 2. Найти изменение энтропии в процессе обратимого изотермического сжатия 1 моль кислорода от $1,013 \cdot 10^5$ до $10,13 \cdot 10^5 \text{ Па}$.

Задание 3. Какое количество теплоты необходимо для изохорического нагревания азота массой 10 г от 10 до 20°C ?

Задание 4. При сгорании ацетилена объемом 1 дм^3 (н.у.) выделяется 56,053 кДж тепла. Напишите термохимическое уравнение реакции, в результате которой образуются пары воды и диоксид углерода. Вычислите энтальпию образования газообразного ацетилена.

Контрольная работа №4 по теме: «Химическая кинетика и катализ»

Вариант 1

Задание 1. Чему равен температурный коэффициент скорости, если скорость реакции увеличилась в 27 раз при повышении температуры на 30°C .

Задание 2. Как изменится скорость прямой реакции: $4\text{NH}_{3(\text{г})} + 5\text{O}_{2(\text{г})} \leftrightarrow 4\text{NO}_{(\text{г})} + 6\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$, если увеличить давление системы в два раза?

Задание 3. Вычислите температурный коэффициент скорости некоторых реакций, если при повышении температуры: а) от 283 до 323 К скорость реакции увеличилась в 16 раз; б) от 323 до 373 К скорость реакции увеличилась в 1200 раз.

Задание 4. Концентрации NO и O_2 , образующих NO_2 , были соответственно равны 0,03 и 0,05 моль/ дм^3 . Чему равна скорость прямой реакции?

Вариант 2

Задание 1. Во сколько раз увеличится скорость реакции, если температура повысилась на 30° , а температурный коэффициент равен 3?

Задание 2. Катализатор снижает энергию активации с 60 кДж/моль до 20 кДж/моль. Определите, как влияет на температурный коэффициент реакции при 300 К введение катализатора.

Задание 3. На сколько градусов нужно повысить температуру, чтобы скорость реакции увеличилась в 81 раз, если температурный коэффициент скорости равен 3?

Задание 4. Начальная концентрация исходных веществ в системе: $\text{CO}_{(\text{г})} + \text{Cl}_{2(\text{г})} \leftrightarrow \text{COCl}_{2(\text{г})}$ была равна (моль/ дм^3): $[\text{CO}] = 0,3$; $[\text{Cl}_2] = 0,2$. Во сколько раз увеличится скорость реакции, если повысить концентрации: CO до 0,6 моль/ дм^3 , а Cl_2 до 1,2 моль/ дм^3 ?

Перечень дискуссионных тем для круглого стола (дискуссии, полемики, диспута, дебатов) по дисциплине Химия

1. Периодический закон. Периодическая система. Свойства элементов и их соединений. Обсуждается проблема, связанная с положением элементов в ПС, строением ПС. На каком основании хлор и марганец помещают в одной группе ПС. Составляются электронные конфигурации атомов и электронно-графические формулы. Делается вывод о положении элементов в группе и разделении на подгруппы, указываются возможные степени окисления и валентность.

2. Основы химической термодинамики. Обсуждается проблема, связанная с способами определения тепловых эффектов реакций. Составляются термохимические уравнения реакций.

Комплект задач (заданий) для лабораторных занятий по дисциплине Химия

Практическая работа №1
«Основные понятия и законы химии.
Простейшие стехиометрические расчеты»

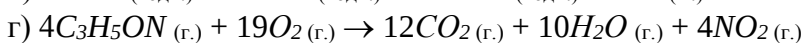
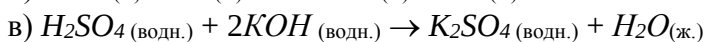
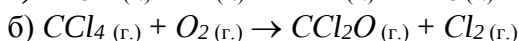
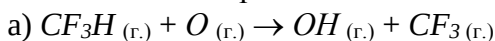
1. Выразите в молях: а) $6,02 \cdot 10^{24}$ молекул метана; б) $1,8 \cdot 10^{28}$ атомов хлора; в) $8,06 \cdot 10^{23}$ молекул оксида азота (II). Чему равна молярная (молярная) масса указанных веществ? (Ответ: а) 10 моль; б) $1,495 \cdot 10^4$ моль; в) 1,34 моль)

2. При взаимодействии металла массой 2,20 г с водородом образовался гидрид массой 2,52 г. Определите эквивалентную массу металла и напишите формулу гидрида. (Ответ: 6,9 г/моль)

3. Какую массу должен иметь образец металлического натрия, чтобы в нем содержалось столько атомов Na, сколько атомов Al содержится в 300 кг алюминия? (Ответ: 255 кг)

4. Одним из первых точных измерений формульной массы было измерение весового отношения $KClO_3$ к KCl при разложении $KClO_3$, которое описывается уравнением $2KClO_{3(тв.)} \rightarrow 2KCl_{(тв.)} + 3O_{2(г.)}$. В 1911г. Шталер и Мейер измерили это отношение, и нашли его равным 1,64382. Пользуясь только этим отношением и принятым в настоящее время значением атомной массы кислорода, вычислите формульную массу KCl . Сравните найденную формульную массу с принятым в настоящее время значением.

5. Какое из приведенных ниже уравнений, в том виде, в котором оно записано, согласуется с законом сохранения массы?



6. *Студент синтезировал в химической лаборатории несколько соединений, содержащих только азот и кислород; для них был установлен такой состав:

Соединение	Масса азота, г	Масса кислорода, г
А	16,8	19,2
Б	17,1	39,0
В	33,6	57,3

Покажите, что эти данные подчиняются закону кратных отношений.

7. При 7°C давление газа в закрытом сосуде равно 96,0 кПа. Каким станет давление, если охладить сосуд до -33°C? (Ответ: 82,29 кПа)

8. При некоторой температуре плотность по воздуху паров серы равна 6,62, а паров фосфора – 4,28. Из скольких атомов состоят молекулы серы и фосфора при этих условиях? (Ответ: 6 атом. S; 4 атом. P.)

9. Определите объем, который займет N_2 массой 0,07 кг при 21°C и давлении 142 кПа (Ответ: 1065 мм рт. ст., 43 дм³).

10. *Гей-Люссак установил, что один объем газообразного водорода реагирует с одним объемом газообразного хлора, образуя два объема газообразного хлороводорода. Согласуется ли это наблюдение с предположением, что водород и хлор – одноатомные газы. Объясните ваш ответ. Что мы узнаем из этого эксперимента относительно формулы хлороводорода? Объясните ваш ответ.

Практическая работа №2
«Строение атома. Современные представления о строении атома»

1. Какой подуровень заполняется в атоме электронами после заполнения подуровня $3d$?
2. Какой подуровень будет заполняться вслед за подуровнем $2s$?
3. Диаметр атома иридия (Ir) оценивается в $2,7 \text{ \AA}$. Выразите его в пикометрах (пм), а затем в нанометрах (нм). Сколько атомов Ir уместилось бы вплотную друг к другу вдоль отрезка прямой длиной 1 мм? (Ответ: 270 пм; 0,27 нм; $3,7 \cdot 10^6$ атомов).
4. Укажите число протонов, нейтронов и электронов в каждом из следующих атомов: а) ^{13}C ; б) ^{55}Mn ; в) ^{97}Mo .
5. а) Какова длина волны излучения с частотой $5,00 \cdot 10^{13} \text{ с}^{-1}$? б) Какова частота излучения с длиной волны $1,50 \cdot 10^{-17} \text{ м}$? в) Какое расстояние (в метрах) проходит свет за 1,00 минуты? (Ответ: а) $5,996 \cdot 10^{-6} \text{ м}$; б) $1,997 \cdot 10^9 \text{ с}^{-1}$; в) 180 м)
6. а) Радиостанция работает на частоте $96,3 \cdot 10^6 \text{ с}^{-1}$ (96,3 мегагерц, МГц). Вычислите длину волны этого излучения. б) Для наилучшего приема радиочастотных передач длина антенны обычно должна составлять половину длины волны принимаемого сигнала. Какая длина антенны лучше всего подходит для приема передачи телевизионной станции, работающей на частоте 210 МГц? (Ответ: а) 3,12 м; б) 0,715 м)
7. Какие из указанных ниже наборов квантовых чисел электрона в атоме являются разрешенными: а) $n = 3, l = 1, m_l = -1$; б) $n = 3, l = 1, m_l = 2$; в) $n = 2, l = 2, m_l = 0$; г) $n = 9, l = 0, m_l = 0$; д) $n = 4, l = -2, m_l = 1$? Для тех из этих комбинаций, которые являются разрешенными, напишите соответствующее обозначение подболочки, которой принадлежит орбиталь (например, $1s$ и так далее).
8. *Видимая область спектра лежит в интервале значений от 400 до 760 нм. Найдите соответствующий интервал частот и волновых чисел. (Ответ: $7,5 \cdot 10^{14}$ – $3,95 \cdot 10^{14} \text{ с}^{-1}$; $2,5 \cdot 10^{14}$ – $1,32 \cdot 10^{14} \text{ см}^{-1}$)
9. Неопределенность в положении электрона равна 1 см. Какой будет при этом неопределенность в импульсе и скорости? (Ответ: $6,625 \cdot 10^{-32} \text{ кг} \cdot \text{м} \cdot \text{с}^{-1}$; $7,27 \text{ см} \cdot \text{с}^{-1}$)
10. *Найдите энергию ионизации для ионов He^+ и Ca^{2+} . Сравните их с энергией ионизации атома водорода. (Ответ: 54,45 и 5445 эВ)

Практическая работа №3

«Периодический закон. Периодическая система элементов Д.И. Менделеева. Свойства элементов и их соединений»

1. Укажите, что имеется в виду в каждом из следующих случаев: а) элемент группы 2А, нейтральный атом которого имеет 20 электронов; б) инертный элемент с 36 протонами в ядре; в) элемент с атомной массой между 70 и 90, обладающий свойством образовывать ионы с зарядом $1-$; г) металлический элемент, который реагирует с кислородом, образуя соединение формулы MO . Ион этого элемента с зарядом $2+$, M^{2+} , имеет 28 электронов.
2. Из элементов F, Kr, Ca, Cs, W, Sb и S выберите такой, который:
 - а) должен образовывать ион с отрицательным зарядом $2-$; б) имеет наименьшую реакционную способность; в) должен образовывать ион с зарядом $1+$; г) является металлоидом.
3. Объясните три случая (укажите их) отклонения от последовательности расположения элементов в периодической системе по возрастанию их атомных масс?
4. Значениям, какого квантового числа отвечают номера периодов? Приведите определение периода, исходя из учения о строении атома?
5. В Космосе летают не только высокоионизированные атомы, но и «голые ядра». Вычислите, какую энергию необходимо затратить для отрыва последнего электрона от иона: а) B^{4+} , б) N^{6+} , в) F^{8+} , г) Na^{10+} ? (Ответ: а) $32800 \text{ кДж} \cdot \text{моль}^{-1}$; б) $64290 \text{ кДж} \cdot \text{моль}^{-1}$; в) $106700 \text{ кДж} \cdot \text{моль}^{-1}$; г) $158800 \text{ кДж} \cdot \text{моль}^{-1}$)

6. В атомах, каких элементов осуществляется так называемый "провал" электронов? Объясните причину этого эффекта.

7. Конфигурация валентных электронов в атомах двух элементов выражается формулами: а) $3s^23p^2$ и $4s^23d^2$; б) $4s^23d^3$ и $4s^23d^{10}4p^3$. В каких периодах и группах находятся эти элементы? Должны ли они отличаться по своим свойствам, имея одинаковое число валентных электронов?

8. Как изменяются ионизационные потенциалы, сродство к электрону и электроотрицательность элементов внутри периода и при переходе от одного периода к другому в пределах данной группы? Атомы, каких элементов имеют максимальные и минимальные значения этих величин?

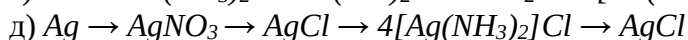
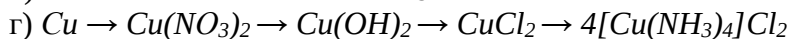
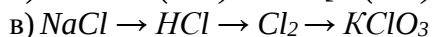
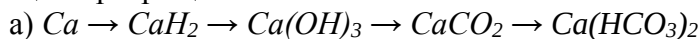
9. На каком основании фосфор и ванадий находятся в одной группе периодической системы? Почему их помещают в разных подгруппах?

10. Рассчитайте эффективный заряд атома для валентного $2p$ -электрона в атоме азота. (Ответ: $Z_{\text{эф}} = 3,9$)

11. Напишите уравнения реакций с водой следующих соединений натрия: Na_2O_2 , Na_2S , NaH , Na_3N .

12. Как можно получить гидроксиды щелочных металлов? Почему едкие щелочи необходимо хранить в хорошо закрытой посуде? Составьте уравнения реакций, происходящих при взаимодействии гидроксида натрия: а) хлором; б) оксидом серы SO_3 ; в) сероводородом.

13. Составьте уравнения реакций, которые нужно провести для, осуществления следующих превращений:



Уравнения окислительно-восстановительных реакций составьте на основании электронных уравнений.

14. Какие оксиды и гидроксиды образуют олово и свинец? Как изменяются их кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства в зависимости от степени окисления элементов? Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия раствора гидроксида натрия: а) с оловом; б) с гидроксидом свинца (II).

15. *Почему атомы большинства p -элементов способны к реакциям диспропорционирования (самоокисления — самовосстановления)? На основании электронных уравнений напишите уравнение реакции растворения серы в концентрированном растворе щелочи. Один из продуктов содержит серу в степени окисления +4.

16. *Чем существенно отличается действие разбавленной азотной кислоты на металлы от действия хлороводородной (соляной) и разбавленной серной кислот? Что является окислителем в первом случае, что — в двух других. Приведите примеры.

17. Рассчитайте объем газа (дм^3 , н.у.), собранного после прокаливании (на катализаторе) смеси 1 моль KClO_3 и 1 моль KNO_3 . (Ответ: $44,8 \text{ дм}^3$)

18. Диоксиды титана и циркония при сплавлении взаимодействуют со щелочами. О каких свойствах оксидов говорят эти реакции? Напишите уравнения реакций между: а) TiO_2 и BaO ; б) ZrO_2 и NaOH . В первой реакции образуется метатитанат, а во второй — ортоцирконат соответствующих металлов.

19. *Как меняется степень окисления марганца при восстановлении KMnO_4 в кислой, нейтральной и щелочной средах? Составьте электронные и молекулярные уравнения реакции между KMnO_4 и KNO_3 в нейтральной среде.

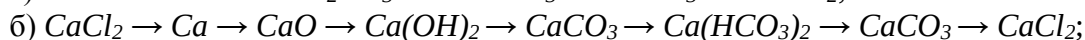
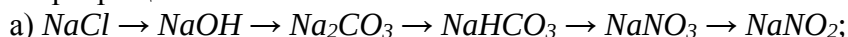
Практическая работа №4
«Основные классы неорганических соединений»

1. Укажите химическую формулу каждого из следующих веществ: а) фторид ксенона (IV); б) триоксид дихрома; в) бромид меди (I); г) оксид азота (I); д) сульфид галлия (III).

2. Составьте полные уравнения реакций, протекающих при: а) добавлении $SrO_{(тв.)}$ к воде; б) продувании $SO_{3(г.)}$ через водный раствор KOH ; в) растворении $P_4O_{10(тв.)}$ в воде; г) добавлении хлористоводородной (соляной) кислоты к $CoO_{(тв.)}$; д) растворении $Ga_2O_{3(тв.)}$ в водном растворе $NaOH$.

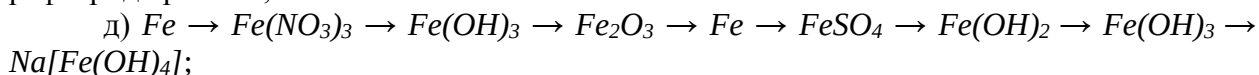
3. Предскажите закономерность изменения кислотного характера в ряду оксидов типа XO_2 , где X – элемент группы 4А. Какой из этих оксидов должен быть наиболее кислотным, а какой – наименее кислотным?

4. Напишите уравнения реакций, в результате которых можно осуществить следующие превращения:



в) алюминий → нитрат алюминия → алюминат натрия → гидроксид алюминия → оксид алюминия → метаалюминат магния;

г) силикат кальция → оксид кремния (IV) → силикат натрия → кремний → тетрафторид кремния;



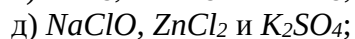
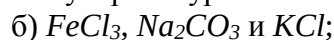
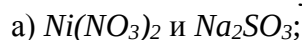
5. К какому классу соединений относится каждое из перечисленных веществ: CaS , CS_2 , $CaCl_2$, CCl_4 , B_2S_3 , BeS , $PbCl_2$, PCl_3 , $SOCl_2$, $SO(OH)_2$, $SO_2(OH)_2$, CrO_3 , CrO_2Cl_2 , $SiBr_4$, FeS_2 , H_2S_5 , H_2SO_5 , $H_2S_3O_{10}$, $(NH_4)_2S_9$, BaS_2O_8 , $NaCl$, $NaOH$, Na_2CO_3 , $NaHCO_3$, $NaNO_3$, $NaNO_2$, $CaCl_2$, CaO , $Ca(OH)_2$, $CaCO_3$, $Ca(HCO_3)_2$, K_2CrO_4 .

6. Какие из указанных газов вступают в химическое взаимодействие с раствором щелочи: HCl , H_2S , NO_2 , N_2 , Cl_2 , CH_4 , SO_2 , NH_3 ? Написать уравнения соответствующих реакций.

7. Какие из перечисленных кислот образуют кислые соли: HI , H_2Se , H_2SeO_3 , $H_2C_2O_4$, CH_3COOH ?

8. Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза солей: а) KCN , б) Na_2CO_3 , в) $ZnSO_4$. Определите реакцию среды растворов этих солей.

9. *Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей:



Какое значение pH имеют растворы этих солей (больше или меньше 7)?

10. *К раствору $Zn(NO_3)_2$ добавили следующие вещества: а) HNO_3 ; б) Na_2SO_3 ; в) $Cu(NO_3)_2$. В каких случаях гидролиз $Zn(NO_3)_2$ усилится? Почему? Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей.

11. Хлорид серебра и гидроксид меди(II) растворяются в растворах аммиака. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения этих реакций.

12. Осуществите ряд превращений: $AgNO_3 \rightarrow AgCl \rightarrow [Ag(NH_3)_2]Cl \rightarrow AgCl \rightarrow K[Ag(CN)_2]$.

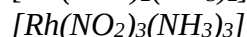
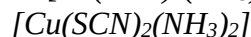
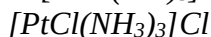
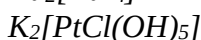
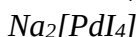
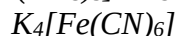
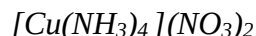
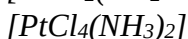
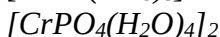
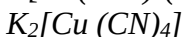
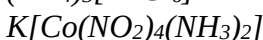
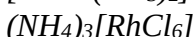
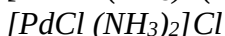
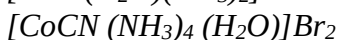
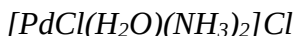
13. Определите заряд комплексного иона, степень окисления и координационное число комплексообразователя в соединениях: $[Cu(NH_3)_4]SO_4$; $K_2[PtCl_6]$; $K[Ag(CN)_2]$. Напишите уравнения диссоциации этих соединений в водных растворах.

14. *При прибавлении раствора KCN к раствору $[Zn(NH_3)_4]SO_4$ образуется растворимое комплексное соединение $K_2[Zn(CN)_4]$. Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнение реакции. Константа нестойкости какого иона $[Zn(NH_3)_4]^{2+}$ или $[Zn(CN)_4]^{2-}$ больше?

15. Какой объем (н.у.) газообразного аммиака потребуется для растворения гидроксида меди(II) массой 8,0 г? (Ответ: 7,31 дм³)

16. Написать координационные формулы следующих комплексных соединений: а) дицианоаргенат калия; б) гексанитро(III)кобальтат калия; в) хлорид гексаминникеля (II); г) гексациано-(III)хромат натрия; д) бромид гексаминкобальта (III); е) сульфат тетраамминкарбонатохрома (III); ж) нитрат диакватетрамминникеля (II); з) трифторогидроксобериллат магния.

17. Назвать комплексные соли



18. Объясните, какой из комплексов является внешнеорбитальным:

а) $[Co(NH_3)_6]^{3+}$; б) $[Mn(CN)_6]^{4-}$; в) $[FeF_6]^{3-}$; г) $[Fe(CN)_6]^{3-}$.

19. *Ион $[Ti(H_2O)_6]^{4+}$ окрашен в розовый, а ион $[Cu(NH_3)_6]^{2+}$ – в темно синий цвет. Укажите соотношение длин волн, отвечающих максимумам поглощения света этими ионами: а) $\lambda_{Ti} > \lambda_{Cu}$; б) $\lambda_{Ti} = \lambda_{Cu}$; в) $\lambda_{Ti} < \lambda_{Cu}$; г) $\lambda_{Ti} \leq \lambda_{Cu}$. Ответ поясните.

20. Наиболее устойчивым является комплекс:

а) $[Ag(NH_3)_2]^+$, $\beta = 9,31 \cdot 10^{-8}$; б) $[Co(CN)_6]^{3-}$, $\beta = 1 \cdot 10^{-64}$;

в) $[CdI_4]^{2-}$, $\beta = 8 \cdot 10^{-7}$; г) $[Mg(NH_3)_6]^{2+}$, $\beta = 2 \cdot 10^3$. Ответ поясните.

21. *Константы нестойкости ионов $[Ag(NO_2)_2]^-$ и $[Ag(CN)_2]^-$ соответственно равны $1,3 \cdot 10^{-3}$ и $8 \cdot 10^{-21}$. Каково соотношение равновесных концентраций ионов Ag^+ в растворах $K[Ag(NO_2)_2]$ (C_1) и $K[Ag(CN)_2]$ (C_2) одинаковой молярной концентрации. Ответ поясните. (Ответ: $C_1 > C_2$)

22. Вычислить концентрацию катионов серебра в 0,1 М растворе $[Ag(NH_3)_2]NO_3$, содержащем в избытке 1 моль/дм³ аммиака ($K_H = 9,3 \cdot 10^{-8}$). (Ответ: $9,3 \cdot 10^{-9}$ моль/дм³).

23. *Произойдет ли осаждение HgS при прибавлении к 1 дм³ 0,01М раствора $K_2[HgI_4]$, содержащего 0,5 моль KI такого количества молей сульфид-иона, которое содержится в 1 дм³ насыщенного раствора CdS . Ответ поясните. (Ответ: произойдет)

24. *Сколько молей роданида аммония необходимо внести в 1 дм³ 0,00005М раствора нитрата ртути (II), чтобы снизить концентрацию катионов ртути до 10^{-11} моль/дм³ ($K_H = 1,7 \cdot 10^{-20}$). (Ответ: $7,4 \cdot 10^{-4}$ моль).

25. Рассчитайте концентрацию нейтральных молекул над осадком гидроксида кадмия ($\lg K(Cd(OH)_2) = 8,33$). (Ответ: $1,3 \cdot 10^{-6}$ моль/дм³).

26. *Какой из комплексов преобладает в растворе, полученном при растворении 2,7150 г хлорида ртути (II) в 100 см³ 0,2М соляной кислоте. Ответ поясните.

27. *Сколько мг бромида серебра растворится в 10 см³ 4М раствора тиосульфата натрия? (Ответ: 16,1 мг).

28. *Рассчитать равновесную концентрацию которую нужно создать в 0,1М растворе нитрата кадмия, чтобы понизить концентрацию ионов кадмия до 10^{-6} М за счет образования комплекса. (Ответ: 0,817 моль/дм³).

Практическая работа №5
«Общие свойства растворов»

1. Сколько граммов гидрофосфата натрия $Na_2HPO_4 \cdot 12H_2O$ требуется для приготовления одного литра 15%-ного раствора ($\rho=1,09$ г/см³). Сколько граммов хлорида натрия потребуется для приготовления 500 г 10%-ного раствора? (Ответ: 163,5 г)
2. Чему равна процентная концентрация раствора, полученного растворением 15 г нитрата натрия в 35 г воды? (Ответ: 30%)
3. Чему равна молярная и нормальная концентрация серной, хлороводородной, азотной кислот, имеющих одинаковую плотность 1,14 г/см³? (Ответ: а) 2,33 М, 4,66 н.; б) 8,81 М, в) 4,33 М)
4. Сколько граммов гидроксида натрия потребуется для приготовления 500 мл 0,05 н. раствора? (Ответ: 1 г)
5. Сколько граммов щелочи, содержащей 92% гидроксида натрия и 8% индифферентных примесей, следует взять, чтобы приготовить 5 литров 0,2 н. раствора? (Ответ: 43,5 г)
6. Дан 59,7%-ный раствор серной кислоты ($\rho=1,50$ г/см³). Найти молярную и нормальную концентрацию этого раствора. (Ответ: 9,1 М, 18,2 н)
7. Сколько миллилитров 8 н. раствора гидроксида натрия требуется, чтобы приготовить 2 л 5%-ного раствора его ($\rho=1,06$ г/см³)? (Ответ: 331 см³)
8. Найти процентную концентрацию 15 н. раствора аммиака ($\rho=0,898$ г/см³). (Ответ: 28,4 %)
9. Сколько граммов 40%-ного раствора уксусной кислоты потребуется для приготовления 2 литров 0,05 н. раствора? (Ответ: ≈ 15 г)
10. 20 г кристаллогидрата хлорида бария $BaCl_2 \cdot 2H_2O$ растворено в 180 г воды. Какова процентная концентрация раствора? (Ответ: 8,5%)
11. В 60 г воды растворено 20 мл 40%-ной фосфорной кислоты ($\rho=1,254$ г/см³). Чему равна процентная концентрация раствора? (Ответ: 11,8%)
12. Из раствора соли ($\omega=16\%$) массой 640 г выпарили воду массой 160 г и при этом из раствора выпал осадок массой 8 г. Вычислите содержание соли в растворе в массовых долях. (Ответ: 0,2)
13. Какую массу раствора серной кислоты с массовой долей 50 % следует добавить к 150 см³ воды для получения раствора серной кислоты с массовой долей 20 %? (Ответ: 100 г)
14. Определите массы растворов соляной кислоты с массовыми долями 10 % и 30 %, при смешении которых образуется раствор соляной кислоты массой 600 г с массовой долей 15 %. (Ответ: 450 г; 150 г)
15. *Определить содержание гидроксида натрия в образце, если навеска образца, равная 4,26 г, растворена в мерной колбе емкостью 500 см³. На титрование 25 см³ этого раствора затрачивается 26,75 см³ 0,1 н. раствора хлороводородной кислоты. (Ответ: 50,23%)
16. Вычислить содержание химически чистого тетрабората натрия $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$ в загрязненном образце, если на навеску 0,8750 г при титровании идет, 40 см³ 0,2120 н. раствора хлороводородной кислоты. (Ответ: 94,26%)
17. Сколько гидроксида натрия содержится в растворе, если на нейтрализацию его идет 20,00 см³ 0,2210 М раствора серной кислоты? (Ответ: 0,3536 г)
18. *Исследуемое вещество может быть либо гидроксид натрия, либо гидроксид калия. Для нейтрализации 1,1 г этого вещества потребовалось 31,4 см³ 0,860 н. раствора хлороводородной кислоты. Какое это вещество и сколько оно содержит примесей? (Ответ: 1,8%, NaOH)

Практическая работа № 6
«Основы химической термодинамики»

1. Мольная теплоемкость азота при нормальных условиях равна 20,95 кДж/кмоль·град. Определить удельную и объемную теплоемкости азота при тех же условиях. (Ответ: $C_{уд} = 747,8$ Дж/кг·град).

2. *Рассчитать количество поглощенной теплоты (кДж) при нагревании 1 кг этилового спирта от 127 до 327 °С (при постоянном давлении), если температурную зависимость истинной мольной теплоемкости (кДж/кмоль·К) выражается формулой: $C_p = 9,05 + 0,208 \cdot T - 0,0651 \cdot 10^{-3} \cdot T^2$. (Ответ: 419,1 кДж)

3. Определить изменение внутренней энергии при изобарическом ($1,013 \cdot 10^5$ Па) испарении 1 кг воды при 150°С (объемом жидкости воды пренебречь), если теплота парообразования воды при 150°С равна 2112,8 Дж/г. Считать пар идеальным газом, пренебречь объемом жидкости.

(Ответ: 1917 кДж)

4. Какое количество теплоты необходимо для изохорического нагревания азота массой 10 г от 10 до 20°С? (Ответ: 74,83 Дж)

5. При $2,142 \cdot 10^5$ Па и 25°С 10 кг воздуха подвергаются изотермическому сжатию до 1/3 от первоначального объема. Какое при этом установится давление, какую работу необходимо затратить и сколько теплоты при этом отводится? (Ответ: $P = 6,426 \cdot 10^5$ н/м²; $A = -938,8$ кДж).

6. Рассчитайте работу изотермического (0°С) расширения хлора количеством вещества 0,5 моль от 1 до 25 дм³. (Ответ: 3,653 кДж)

7. При 298 К $1 \cdot 10^{-2}$ кг кислорода сжимается адиабатически от $8 \cdot 10^{-3}$ до $5 \cdot 10^{-3}$ м³. Определите конечную температуру, работу процесса сжатия и изменение внутренней энергии, если $C_v = 5/2R$. (Ответ: $T = 360$ К; $A = -402,5$ Дж; $\Delta U = 402,5$ Дж).

8. *Вывести температурную зависимость теплового эффекта реакции $C_2H_5OH_{(г.)} \leftrightarrow C_2H_4 + H_2O_{(г.)}$ при 25°С и нормальном давлении теплоты образования: газообразного этилового спирта 235,3 кДж/моль, этилена 52,28 кДж/моль, парообразной воды 241,84 кДж/моль. Температурная зависимость истинных мольных теплоемкостей:

$$C_p^{C_2H_5OH} = 9,05 + 0,208 \cdot T - 0,0651 \cdot 10^{-3} \cdot T^2 \text{ Дж/моль};$$

$$C_p^{C_2H_4} = 27,9 + 0,067 \cdot T \text{ Дж/моль};$$

$$C_p^{H_2O} = 28,8 + 0,01375 \cdot T - 1,435 \cdot 10^{-6} \cdot T^2 \text{ Дж/моль}$$

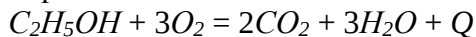
Вычислите тепловой эффект при 400 К. (Ответ: -59,95 кДж)

9. Горение фосфора можно выразить уравнением: $4P + 5O_2 = 2P_2O_5$. Представьте этот процесс термохимическим уравнением, если известно, что при сгорании фосфора массой 1 г выделится 24,7 кДж теплоты.

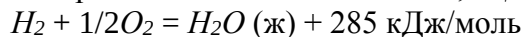
(Ответ: $Q = 3062,8$ кДж).

10. Определите теплоту полного сгорания нитробензола, если его теплота образования при стандартных условиях (ΔH_{298}) равна 15,9 кДж/моль. (Ответ: $Q = 3093,8$ кДж).

11. Определите теплоту сгорания этанола:

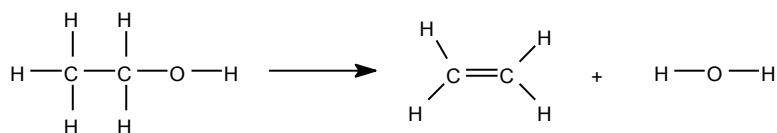


Данные для расчетов: $C + O_2 = CO_2 + 394,0$ кДж/моль



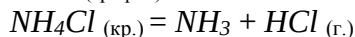
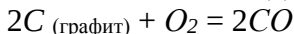
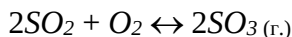
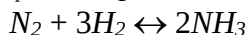
(Ответ: $Q = 1367$ кДж/моль).

12. *Рассчитайте тепловой эффект реакции Q дегидратации этилового спирта по реакции:



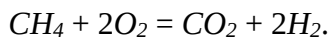
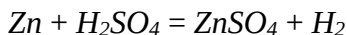
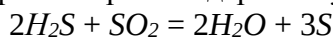
Теплота испарения этилового спирта равна 41,68, а воды 44,0 кДж/моль. (Ответ: $Q = -66,08$ кДж/моль).

13. Определите разность между Q_p и Q_v при 25°C для следующих реакций:



(Ответ: 4955; 2477; -2477; -4955 Дж).

14. Вычислите изменение энтропии при стандартных условиях для реакций:



(Ответ: -197,72; 83,16; 8,91 Дж/моль·град).

15. *Рассчитать изменение энтропии для следующих процессов:

а) плавление 1 моль алюминия в его точке плавления при 660°C (теплота плавления 8 кДж/моль);

б) испарение 2 моль кислорода в его точке кипения при -182,97°C (теплота испарения 6,82 кДж/моль);

в) нагревание 10 г сероводорода от 50 до 100°C при постоянном давлении ($C_p = 7,15 + 0,00332 \cdot T$). (Ответ: 8,57; 151,5; 0,35 Дж/моль·К).

16. Рассчитайте изменение энтропии при изотермическом смешении 1 кмоль кислорода с 1 кмоль азота при давлении $1,013 \cdot 10^5$ Па. Принять, что оба газа подчиняются уравнению состояния идеального газа.

(Ответ: $11,5 \cdot 10^3$ Дж/град).

17. В двух сосуда одинаковой вместимости находятся: в первом азот массой 2,8 г, во втором аргон массой 4,0 г. Определите изменение энтропии при диффузии, возникающей в результате соединения с газами. Температура и давление постоянны. (Ответ: 1,15 Дж/моль·К).

Практическая работа №7 «Химическая кинетика и катализ»

1. Реакция идет по уравнению: $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 = 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$. Как изменится скорость реакции, если увеличить давление в два раза?

(Ответ: увеличиться в 512 раз)

2. Разложение оксида азота (I) на поверхности золота при высоких температурах протекает по уравнению $\text{N}_2\text{O} \rightarrow \text{N}_2 + \text{O}$. Константа скорости данной реакции 0,0005 при 900°C. Начальная концентрация оксида азота (I) 3,2 моль/дм³. Определите скорость реакции при указанной температуре в начальный момент времени, и когда произойдет разложение 78% оксида азота (I). (Ответ: 0,0016; 0,0003)

3. Как изменится скорость реакции: $2\text{NO}_{(\text{г.})} + \text{O}_{2(\text{г.})} = 2\text{NO}_{2(\text{г.})}$, если уменьшить объем реакционной смеси в 3 раза? (Ответ: возрастает в 27 раз)

4. Как изменится скорость реакции горения серы: $\text{S}_{(\text{г.})} + \text{O}_{2(\text{г.})} \leftrightarrow \text{SO}_{2(\text{г.})}$, если уменьшить объем системы в 5 раз?

(Ответ: увеличится в 25 раз)

5. Скорость распада пенициллина при 36 °С равна $6 \cdot 10^{-6} \text{ сек}^{-1}$, а при 41°С – $1,2 \cdot 10^{-5} \text{ сек}^{-1}$. Вычислить температурный коэффициент реакции. (Ответ: 1)

6. Температурный коэффициент некоторой реакции равен 2. Во сколько раз увеличится скорость этой реакции, если повысить температуру на 25°С? (Ответ: 5,65)

7. Концентрации NO и O_2 , образующих NO_2 , были соответственно равны 0,03 и 0,05 моль/дм³. Чему равна скорость прямой реакции? (Ответ: $4,5 \cdot 10^{-5}$)

8. *Скорость некоторой реакции увеличивается в 3,5 раза при повышении температуры на 20 градусов. Во сколько раз увеличится скорость при повышении температуры от 20 до 85°С. (Ответ: 58,5)

9. Вычислите, во сколько раз увеличится скорость реакции протекающей в газовой фазе, при повышении температур от 30 до 70°С, если температурный коэффициент реакции равен 2. (Ответ: в 16 раз)

10. *Энергия активации некоторой реакции в отсутствие катализатора равна 75,24 кДж/моль, а с катализатором – 50,14 кДж/моль. Во сколько раз возрастает скорость реакций в присутствии катализатора, если реакция протекает при 25°С? (Ответ: в 25 тысяч раз)

11. *В таблице даны константы скорости K_1 и K_2 реакций при двух различных температурах t_1 и t_2 . Вычислите энергию активации и найдите константы скорости при температуре t_3 .

Реакция	$t_1, ^\circ\text{C}$	K_1	$t_2, ^\circ\text{C}$	K_2	$t_3, ^\circ\text{C}$
1. $\text{H}_2 + \text{I}_2 = 2\text{HI}$	410	0,066	433	0,375	420
2. $2\text{HCOH} + \text{NaOH} = \text{HCOONa} + \text{CH}_3\text{OH}$	50	0,005	85	0,294	65
3. $\text{COCl}_2 = \text{CO} + \text{Cl}_2$	382	0,005	472	0,68	425
4. $\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{HI} = 2\text{H}_2\text{O} + \text{I}_2$	20	4,32	30	8,38	25

12. *Определите графическим способом энергию активации реакции по данным, представленным в таблице.

Реакция	Параметры			
1. $\text{Cu} + (\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8 = \text{CuSO}_4 + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$	$t, ^\circ\text{C}$	20	40	60
	$K \cdot 10^3$	9,6	18,6	82,9
2. $2\text{NOCl} = 2\text{NO} + \text{Cl}_2$	$t, ^\circ\text{C}$	150	200	250
	$K \cdot 10^3$	3,65	76,3	104,5
3. $\text{N}_2\text{O}_5 = \text{N}_2\text{O}_4 + \frac{1}{2}\text{O}_2$	$t, ^\circ\text{C}$	0	45	65
	$K \cdot 10^5$	0,077	49,8	487
4. $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$	$t, ^\circ\text{C}$	0	50	80
	$K \cdot 10^3$	3,63	2,55	1,20

13. *Изобразите энергетические профили для одностадийных реакций, характеризующихся следующими значениями E_a и ΔE :

а) $E_a = 100 \text{ кДж/моль}$, $\Delta E = -50 \text{ кДж/моль}$;

б) $E_a = 50 \text{ кДж/моль}$, $\Delta E = -120 \text{ кДж/моль}$;

в) $E_a = 120 \text{ кДж/моль}$, $\Delta E = 50 \text{ кДж/моль}$.

14. Катализатор снижает энергию активации с 60 кДж/моль до 20 кДж/моль. Определите, как влияет на температурный коэффициент реакции при 300 К введение катализатора. (Ответ: увеличивается в 7 раз)

15. Катализатор снижает энергию активации на 40 кДж/моль. Реакция проводилась при температуре 300 К. Во сколько раз возрастет скорость реакции при введении катализатора? (Ответ: увеличивает скорость реакции в 10^7 раз)

16. Разность энергий активации реакций равна 8 кДж/моль. При 400 К выход вещества В составляет 25%. Каким окажется выход вещества при 500 К. (Ответ: 35%)

**Комплект тестовых заданий для промежуточного контроля знаний
по дисциплине Химия**

Тест №1 «Основные понятия и законы химии»

1. Химия изучает...
 - 1) химические свойства
 - 2) химические реакции
 - 3) вещества, их строение, свойства и превращения
 - 4) строение атома
2. Химическое вещество — это...
 - 1) химическое соединение, имеющее постоянный состав
 - 2) любая совокупность атомов и молекул
 - 3) любой вид материи, обладающий собственной массой
 - 4) совокупность атомов и молекул, взятых в стехиометрическом соотношении
3. Укажите основные законы химии:
 - 1) периодический закон, закон кратных отношений
 - 2) закон Авогадро, закон постоянства состава
 - 3) закон Гесса, закон Дальтона
 - 4) периодический закон, закон сохранения массы и энергии
4. Укажите важнейшие теории, составляющие основу химии:
 - 1) теория типов, электронная теория
 - 2) атомно-молекулярная теория, квантовая теория строения атомов и молекул
 - 3) обобщенная теория кислот и оснований, теория химической связи
 - 4) окислительно-восстановительная теория, теория идеальных газов
5. Из перечисленных явлений выберите то, которое нельзя отнести к химическим:
 - 1) растворение соли в воде
 - 2) свертывание крови
 - 3) разделение изотопов урана с помощью диффузии
 - 4) взрыв динамита
6. Простейшая (эмпирическая) формула указывает...
 - 1) число атомов в молекуле
 - 2) соотношение между числом атомов в веществе
 - 3) порядок соединения атомов в молекуле
 - 4) молекулярную массу вещества
7. Мольная доля водорода в его соединении с азотом равна 33,3%. Какова простейшая (эмпирическая) формула этого соединения?
 - 1) NH_3
 - 2) NH_2
 - 3) N_2H_4

4) $(\text{NH}_2)_n$

8. Относительная молекулярная масса...

- 1) имеет размерность «г»
- 2) имеет размерность «г/моль»
- 3) имеет размерность «а.е.м»
- 4) безразмерна

9. Чему равна молярная масса озона?

- 1) 48 а.е.м
- 2) 48
- 3) 16 а.е.м
- 4) 48 г/моль

10. Химический элемент характеризуется...

- 1) числом нейтронов
- 2) числом нуклонов
- 3) зарядом ядра
- 4) массой атома

11. Чему равна мольная доля кислорода в азотной кислоте?

- 1) $3/5$
- 2) $48/63$
- 3) $16/63$
- 4) $1/3$

12. Не прибегая к расчетам, укажите, в каком из перечисленных оксидов массовая доля кислорода больше его мольной доли.

- 1) CO_2
- 2) SO_2

13. Какой объем занимает один моль воды при нормальных условиях?

- 1) 18 дм^3
- 2) $22,4 \text{ дм}^3$
- 3) 18 см^3
- 4) $22,4 \text{ см}^3$

11? 14. Чему равна плотность газа по неону, если его плотность по гелию составляет

- 1) 1,1
- 2) 2,2
- 3) 20
- 4) 44

15. Какой газ тяжелее воздуха?

- 1) Углекислый газ
- 2) Угарный газ
- 3) Фтороводород
- 4) Неон

16. Как изменяется молярный объем газа при увеличении температуры от 30 до 90 градусов при постоянном давлении?

- 1) Увеличивается в 3 раза
- 2) Увеличивается в 1,2 раза
- 3) Уменьшается в 1,2 раза
- 4) Не изменяется, т. к. молярный объем газа зависит только от давления

17. В каком из перечисленных газов содержится больше всего атомов (объемы измерены при одинаковых условиях)?

- 1) 7 дм³ водорода
- 2) 15 дм³ гелия
- 3) 6 дм³ озона
- 4) 4 дм³ метана

18. Смесь газов состоит из 20 об.% водорода и 80 об.% азота. Чему равна средняя молярная масса этой смеси?

- 1) 15 г/моль
- 2) 30 г/моль
- 3) 22,8 г/моль
- 4) 7,2 г/моль

19. Чему равна плотность по гелию газовой смеси, полученной смешением двух объемов этилена и одного объема гелия?

- 1) 8/3
- 2) 5
- 3) 15
- 4) 8

20. Какая минимальная масса гидроксида натрия необходима для того, чтобы поглотить смесь оксида серы (IV) и оксида углерода (IV) общим объемом 5,6 дм³ (при нормальных условиях)?

- 1) 20 г
- 2) 10 г
- 3) 14 г
- 4) Задачу нельзя решить, т. к. не указано содержание веществ в газовой смеси.

21. Смешали 200 г 20 % -ного и 300 г 10 % -ного раствора глюкозы. Массовая доля вещества в полученном растворе равна _____%

- 1) 18
- 2) 14
- 3) 15
- 4) 16

22. Смешали 400 мл 0,8 М раствор серной кислоты и 100 мл 42% раствор серной кислоты (плотность = 1,324 г/см³). Какая будет молярная концентрация полученного раствора

- 1) 1,65 М
- 2) 1,80 М
- 3) 1,95 М

Тест №2 «Строение атома»

1. Какие явления свидетельствуют о том, что атом имеет внутреннюю структуру?

- 1) Электропроводность
- 2) Радиоактивность
- 3) Свойства идеальных газов
- 4) Диффузия

2. Ядро атома было открыто Э. Резерфордом в ... веке

- 1) XX
- 2) XIX
- 3) XVI
- 4) IV до н.э.

3. Атомы состоят из...

- 1) протонов и нейтронов
- 2) молекул
- 3) атомных ядер и электронов
- 4) нуклонов

4. Заряд атома равен...

- 1) нулю
- 2) порядковому номеру элемента
- 3) числу электронов
- 4) заряду ядра

5. Массовое число атома показывает...

- 1) относительную атомную массу
- 2) массу атома в атомных единицах
- 3) заряд ядра
- 4) общее число протонов и нейтронов

6. Числа 35 и 17 в обозначении атома $^{35}_{17}\text{Cl}$ показывают...

- 1) число протонов и число нейтронов
- 2) массовое число и заряд ядра
- 3) атомную массу и порядковый номер хлора
- 4) общее число электронов и число валентных электронов в атоме

7. Ядро атома ^3He состоит из...

- 1) трех протонов
- 2) двух протонов и одного нейтрона
- 3) двух протонов и одного электрона
- 4) одной α -частицы

8. Чем различаются атомы двух изотопов одного и того же элемента?

- 1) Числом нейтронов
- 2) Зарядом ядра
- 3) Числом электронов
- 4) Ничем

9. Изменение состава атомных ядер происходит...

- 1) самопроизвольно у всех элементов
- 2) самопроизвольно у радиоактивных элементов
- 3) в реакциях ядерного деления и синтеза
- 4) в реакциях фотодиссоциации

10. В ядерных реакциях строго выполняется закон сохранения...

- 1) массы
- 2) числа протонов
- 3) энергии
- 4) заряда

11. Наиболее точное описание строения электронных оболочек атомов дает квантовая механика. Какие из указанных ниже соотношений можно отнести к основным в этой теории?

- 1) Соотношение неопределенностей Гейзенберга
- 2) Соотношение де Бройля между волновыми и корпускулярными свойствами
- 3) Соотношение Эйнштейна между массой и энергией
- 4) Соотношение Ньютона между силой и ускорением

12. Сколько квантовых чисел (и каких) описывают электронную орбиталь?

- 1) Одно (n)
- 2) Три (n, l, m)
- 3) Четыре (n, l, m, s)
- 4) Пять (n, l, m, s, t)

13. Сколько квантовых чисел (и каких) описывают состояние электрона в атоме?

- 1) Одно (n)
- 2) Три (n, l, m)
- 3) Четыре (n, l, m, s)
- 4) Пять (n, l, m, s, t)

14. Главное квантовое число характеризует...

- 1) молекулярную орбиталь
- 2) ориентацию орбитали в пространстве
- 3) число электронов в атоме
- 4) общую энергию электрона

15. Сколько существует орбиталей с заданным главным квантовым числом n ?

- 1) $2n + 1$
- 2) n^2
- 3) $2n^2$
- 4) $n - 1$

16. Какое максимальное число электронов может находиться на энергетическом подуровне (наборе орбиталей с заданными квантовыми числами n и l)?

- 1) $2l + 1$
- 2) n^2
- 3) $2 \cdot (2l + 1)$
- 4) $2n^2$

17. Распределение электронов по орбиталям в основном состоянии атома определяется...

- 1) принципом запрета Паули
- 2) правилом Хунда
- 3) принципом наименьшей энергии
- 4) всеми перечисленными выше принципами

18. Распределение электронов по орбиталям в возбужденном состоянии атома определяется...

- 1) только принципом запрета Паули
- 2) только правилом Хунда
- 3) принципом наибольшей энергии
- 4) электронейтральностью атома

19. Укажите, в каком из случаев орбитали перечислены в порядке увеличения их энергии:

- 1) 2s, 2p, 3d
- 2) 3s, 3p, 3d
- 4) 3p, 3d, 3f

20. Какие из атомов в основном состоянии содержат два не спаренных электрона на внешнем уровне?

- 1) Кислород
- 2) Гелий
- 3) Углерод
- 4) Магний

21. Какую из перечисленных электронных конфигураций может иметь атом хлора?

- 1) $1s^2 2s^2 2p^5$
- 2) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 4p^1$
- 3) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
- 4) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 4s^1$

22. Атом гелия имеет электронную конфигурацию $1s^1 2s^1$...

- 1) в основном состоянии
- 2) в первом возбужденном состоянии
- 3) во втором возбужденном состоянии
- 4) вообще не может иметь такую конфигурацию
- 4) состоят из атомов разных видов

Тест №3 «Периодический закон. Периодическая система»

1. Химические свойства водорода в наибольшей степени напоминают свойства ...

- 1) галогенов
- 2) хрома и марганца
- 3) благородных газов
- 4) щелочных металлов

2. Атомы водорода способны не только отдавать, но и присоединять электроны, приобретая при этом электронную конфигурацию...

- 1) атома лития
- 2) инертного газа гелия
- 3) иона Na^{2+}
- 4) иона F^-

3. Соединения, образующиеся при взаимодействии водорода с активными металлами, называются...

- 1) карбидами
- 2) гидратами

- 3) гидридами
- 4) ангидридами

4. Водород способен окислить следующую пару веществ:

- 1) литий и лантан
- 2) бром и барий
- 3) оксид железа (II) и оксид меди (II)
- 4) калий и кальций

5. С водородом способны реагировать представители следующих классов органических соединений:

- 1) арены, карбоновые кислоты, нуклеотиды, алифатические амины
- 2) ароматические амины, фенолы, алкины, алканы
- 3) алкены, алкины, кетоны, арены
- 4) альдегиды, реактивы Гриньяра, алканы, углеводы

6. Вода может реагировать с...

- 1) аренами и азотом
- 2) алканами и аргоном
- 3) ангидридами кислот и ацетиленом
- 4) апатитами и ацетоном

7. Валентный угол $\angle \text{НОН}$ в молекуле воды составляет...

- 1) 105°
- 2) $109^\circ 28'$
- 3) 120°
- 4) 180°

8. Плотность чистой воды при 25°C равна...

- 1) $1,0 \text{ г/см}^3$
- 2) $1,0 \text{ г/моль}$
- 3) $22,4 \text{ дм}^3/\text{моль}$
- 4) плотности пероксида водорода

9. На каком свойстве пероксида водорода основано применение его 3%-ного водного раствора в медицине?

- 1) Быстро образовывать полимерную пленку на коже
- 2) Быстро разлагаться при температуре -37°C с образованием в первый момент атомарного водорода
- 3) На его способности понижать температуру организма
- 4) Легко разлагаться под воздействием света

10. Азот при обычных условиях — это...

- 1) тяжелый металл серебристого цвета
- 2) бесцветная маслянистая жидкость
- 3) одноатомный инертный газ
- 4) газ без цвета и запаха, состоящий из двухатомных молекул

11. Молекулярный азот N_2 — исключительно...

- 1) электропроводен при низких температурах
- 2) не реакционноспособен при обычных условиях
- 3) легко диссоциирует на атомарный азот уже при комнатной температуре

- 4) легко растворяется в воде
12. В молекуле азота атомы связаны...
- 1) двумя π - и одной σ -связью
 - 2) двумя σ - и одной π -связью
 - 3) двумя π - и одной водородной связью
 - 4) ковалентными связями, образованными по донорно-акцепторному механизму

13. Фосфор в отличие от азота...
- 1) обладает заметной электрической проводимостью
 - 2) химически высоко реакционноспособен
 - 3) не встречается в природе в свободном состоянии
 - 4) хорошо растворим в воде

14. Какая из аллотропных модификаций фосфора наименее реакционноспособна?
- 1) Белый фосфор
 - 2) Черный фосфор
 - 3) Красный фосфор
 - 4) Фосфор, так же, как и азот, не имеет аллотропных модификаций.

15. Соединения 1) азота и 2) фосфора с металлами называются...
- 1) амидами; 2) фосфитами
 - 2) 1) нитритами; 2) фуранами
 - 3) 1) нитридами; 2) фосфидами
 - 4) 1) нитратами; 2) фосфинами

Тест №4 «Основные классы неорганических соединений. Химия элементов»

1. Назовите промежуточное вещество X в следующей схеме: дихромат аммония $\rightarrow$ X $\rightarrow$ аммиак.

- 1) оксид хрома (III)
- 2) вода
- 3) азот
- 4) водород

2. Аммиак в обычных условиях — это...

- 1) бесцветный газ с резким удушливым запахом
- 2) густая жидкость с характерным запахом нашатыря
- 3) кристаллическое вещество фиолетово-серого цвета
- 4) ядовитый газ с запахом тухлых яиц

3. Молекула аммиака имеет форму...

- 1) тетраэдра
- 2) пирамиды
- 3) плоской молекулы
- 4) куба

4. Полярные молекулы аммиака...

- 1) практически не растворимы в воде
- 2) очень хорошо растворимы в воде
- 3) в жидком аммиаке связаны ионными связями
- 4) в водном растворе практически мгновенно диссоциируют на ионы N^{3+} и H^{+1}

5. В отличие от аммиака фосфин...

- 1) практически не растворяется в воде
- 2) не образует гидроксида фосфония
- 3) является газообразным веществом
- 4) проявляет свойства восстановителя

6. Численное значение валентности азота равно численному значению его степени окисления в молекуле...

- 1) азота
- 2) оксида азота (II)
- 3) азотной кислоты
- 4) аммиака

7. Какие два вещества вступили в реакцию, если в результате образовались HPO_3 и N_2O_5 (указаны все продукты реакции без стехиометрических коэффициентов)?

- 1) $\text{P}_2\text{O}_3 + \text{HNO}_3$
- 2) $\text{P}_2\text{O}_5 + \text{HNO}_3$
- 3) $\text{P} + \text{HNO}_3$
- 4) $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{N}_2\text{O}$

8. Валентность атома — это...

- 1) число химических связей, образованных данным атомом в соединении
- 2) степень окисления атома
- 3) число отданных или принятых электронов
- 4) число электронов, недостающее для получения электронной конфигурации ближайшего инертного газа

9. Сколько химических связей (и каких) может образовать атом углерода, находящийся в невозбужденном состоянии?

- 1) Четыре ковалентные связи, т. к. валентность углерода всегда равна IV
- 2) Две (за счет двух неспаренных электронов)
- 3) Три (две по обменному механизму за счет неспаренных электронов и одну донорно-акцепторную за счет неподеленной пары электронов)
- 4) Ни одной, т. к. атом углерода в невозбужденном состоянии химических связей не образует

10. Степень окисления атома — это...

- 1) частичный заряд атома в молекуле
- 2) число химических связей, образованных атомом в молекуле
- 3) заряд атома в молекуле, вычисленный в предположении, что все связи — ионные
- 4) окислительный потенциал атома, возведенный в некоторую степень

11. Как связаны степень окисления и валентность атома?

- 1) Степень окисления всегда меньше валентности.
- 2) Степень окисления может быть равна валентности.
- 3) Степень окисления может быть больше валентности.
- 4) Это одно и то же.

12. Какой из перечисленных элементов может иметь в соединениях как положительную, так и отрицательную степень окисления?

- 1) Аргон

2) Фтор

3) Бром

4) Железо

13. Валентность азота равна его степени окисления в молекуле

1) аммиака

2) азотной кислоты

3) азота

4) оксида азота (III)

14. Ряд соединений с одинаковой степенью окисления серы:

1) S, H₂S, SO₂, SO₃;

2) SO₃, H₂SO₄, Na₂SO₄, BaSO₄;

3) CS₂, H₂S, S, SO₂;

4) H₂SO₄, K₂SO₄, Na₂SO₃, SO₃.

15. Степень окисления I в соединении KIO₃ равна:

1) + 1;

2) + 3;

3) + 5;

4) + 7.

16. Электроотрицательность в ряду F, Cl, Br, I, At:

1) уменьшается;

2) увеличивается;

3) не изменяется.

17. Ряд соединений с одинаковой степенью окисления хлора:

1) Cl₂, HCl, Cl₂O₇, HClO₄

2) NaCl, HCl, BaCl₂, FeCl₃

3) HClO₃, HClO, HClO₄, HCl

4) Cl₂, KCl, Ca(ClO₄)₂, AlCl₃.

18. В ряду щелочных металлов (от Li до Cs) цезий является наименее электроотрицательным элементом, так как он имеет:

1) наибольшее число нейтронов в ядре;

2) большее число валентных электронов по сравнению с другими элементами;

3) большую атомную массу;

4) валентные электроны, в наибольшей степени удаленные от ядра атома.

Тест №5 «Общие свойства растворов. Способы выражения концентраций»

1. Модем раствора называют:

а) такое количество раствора, при котором число молей каждого компонента равно его мольной доле;

б) такое количество раствора, при котором число молей каждого компонента равно нулю;

в) такое количество раствора, при котором число молей каждого компонента не равно его мольной доле.

2. Термодинамический смысл коэффициента активности компонента в растворе - это:

а) совершаемая работа, которую следовало бы затратить при постоянных P и T для преодоления сил взаимодействия;

б) мера дополнительной работы, которую следовало бы затратить при постоянных P и T для преодоления сил взаимодействия.

3. Активностью компонента раствора называется:

а) мера дополнительной работы, которую следовало бы затратить при постоянных P и T для преодоления сил взаимодействия;

б) такое количество раствора, при котором число молей каждого компонента не равно его мольной доле;

в) функция концентрации, подстановка которой в термодинамические уравнения для идеальных растворов делает эти уравнения применимыми для реальных растворов.

4. Если сравнивать растворители, близкие по свойствам, то константа диссоциации электролита с ростом диэлектрической проницаемости растворителя:

а) уменьшается

б) увеличивается;

в) не изменяется.

5. Свойством растворителя, определяющим его способность ионизировать растворенное вещество (кроме его способности к химическому взаимодействию с этим веществом) является:

а) ионная сила;

б) вязкость;

в) диэлектрическая проницаемость.

6. Степень диссоциации слабого электролита в водном растворе с ростом температуры:

а) изменяется по параболе

б) проходит через максимум;

в) не изменяется.

7. Причинами диссоциации электролитов в растворе на ионы являются:

а) самопроизвольное растворение;

б) диэлектрические свойства растворителя;

в) взаимодействие с растворенным веществом;

г) электролиз.

8. Если в качестве растворителя вместо воды взять метиловый спирт (химическое взаимодействие отсутствует), то константа диссоциации слабого электролита:

а) увеличится;

б) не изменяется;

в) уменьшится.

9. Величины pK для хлорной и азотной кислот в уксусной кислоте как растворителе соответственно равны 4,95 и 9,38, более сильной в данном растворителе является:

а) хлорная кислота;

б) азотная кислота.

10. Если в раствор фенола ввести сильное основание, то как изменятся термодинамическая константа диссоциации K_a и степень диссоциации:

а) степень диссоциации фенола C_6H_5OH ;

б) термодинамическая константа диссоциации K_a ;

- 1) $\Delta G > 0$ 2) $\Delta G = 0$ 3) $\Delta G < 0$.

5. Учитывая, что NO_2 (г.) окрашен, а N_2O_4 бесцветен, и исходя из знака изменения энтропии в реакции 2NO_2 (г.) = N_2O_4 (г.), предсказать, как изменится окраска в системе $\text{NO}_2 = \text{N}_2\text{O}_4$ с ростом температуры:

- 1) усилится 2) ослабеет.

6. Если энтальпия образования SO_2 равна -297 кДж/моль, то количество теплоты, выделяемое при сгорании 16 г серы, равно _____ кДж.

- 1) 148,5
- 2) 74,25
- 3) 297
- 4) 594

7. Энтальпии образования CaCO_3 соответствует тепловой эффект реакции

- 1) $\text{Ca} + 3/2 \text{O}_2 + \text{C (графит)} \rightarrow \text{CaCO}_3$
- 2) $\text{CaO} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3$
- 3) $\text{Ca} + 1/2 \text{O}_2 + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3$
- 4) $\text{Ca} + \text{C (графит)} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3$

8. Математическое выражение первого закона термодинамики для бесконечно малого и конечного изменения состояния системы имеет вид:

- a) $\delta H = dU + dV$;
 б) $\delta Q = dU + dV$;
 в) $\delta Q = dU + dA$.

9. Два газа: одноатомный и двухатомный, адиабатически расширяются. Для какого из этих газов работа расширения будет больше, если число молей обоих газов одинаково, а температура каждого газа понизилась на одинаковую величину:

- а) для двухатомного;
б) для одноатомного;
в) одинакова.

10. Теплоту сгорания органического соединения, располагая данными по теплотам образования различных веществ, можно рассчитать:

- а) необходимо из теплоты образования этого соединения вычесть сумму теплот образования продуктов сгорания органического соединения;
- б) необходимо из суммы теплот образования продуктов сгорания органического соединения вычесть теплоту образования этого соединения;
- в) необходимо из суммы теплот образования продуктов сгорания органического соединения вычесть теплоту разложения этого соединения.

Тест №7 «Химическая кинетика и катализ»

1. Как изменится скорость реакции $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$, если объем реакционного сосуда увеличить в 2 раза:

- 1) уменьшится в 4 раза
- 2) уменьшится в 8 раз
- 3) возрастет в 4 раза
- 4) возрастет в 8 раз.

2. Чем объясняется повышение скорости реакции при введении в систему катализатора:

- 1) уменьшением энергии активации
- 2) увеличением средней кинетической энергии молекул
- 3) возрастанием числа столкновений
- 4) ростом числа активных молекул.

3. Какие из перечисленных воздействий приведут к изменению константы скорости реакции:

- 1) изменение давления
- 2) изменение температуры
- 3) изменение объема реакционного сосуда
- 4) введение в систему катализатора
- 5) изменение концентрации реагирующих веществ.

4. Какое влияние оказывает перемешивание на скорость протекания гетерогенной химической реакции:

- 1) во всех случаях увеличивает скорость реакции
- 2) в некоторых случаях увеличивает скорость реакции
- 3) не влияет на скорость реакции.

5. Увеличение скорости реакции с повышением температуры вызывается главным образом:

- 1) увеличением средней кинетической энергии молекул
- 2) возрастанием числа активных молекул
- 3) ростом числа столкновений.

6. При 20 °С константа скорости некоторой реакции равна 10–4 мин–1, а при 50°С — 8·10–4 мин–1. Чему равен температурный коэффициент скорости реакции:

- 1) 2
- 2) 3
- 3) 4.

7. Скорость, каких реакций увеличивается с ростом температуры:

- 1) любых
- 2) протекающих с выделением энергии
- 3) протекающих с поглощением энергии.

8. Если температурный коэффициент химической реакции равен 2, то при повышении температуры от 200С до 500С скорость реакции ...

- 1) уменьшается в 4 раза
- 2) увеличивается в 6 раз
- 3) уменьшается в 2 раза
- 4) увеличивается в 8 раз

9. Какие из перечисленных воздействий приведут к изменению значения константы равновесия химических реакций:

- 1) изменение давления
- 2) изменение температуры
- 3) замена катализатора
- 4) изменение концентраций реагирующих веществ.

10. Если объем закрытого реакционного сосуда, в котором установилось равновесие $2\text{SO}_2 (\text{г.}) + \text{O}_2 (\text{г.}) = 2\text{SO}_3(\text{г.})$, уменьшить в 2 раза, то:

- 1) скорости прямой и обратной реакций останутся одинаковыми
- 2) скорость прямой реакции станет в 2 раза больше скорости обратной реакции
- 3) равновесие не сместится
- 4) равновесие сместится вправо
- 5) равновесие сместится влево.

Лабораторные работы по дисциплине Химия

ОБЩИЕ ПРАВИЛА РАБОТЫ В ЛАБОРАТОРИИ

1. Без преподавателя или лаборанта и в верхней одежде в лабораторию входить не разрешается. Все личные вещи, не являющиеся необходимыми для выполнения работы, убираются в специально отведенный для этого шкаф.
2. В химической лаборатории нельзя принимать пищу и хранить продукты.
3. Работать в лаборатории разрешается только в халате. Запрещается покидать помещение практикума без разрешения преподавателя. Лабораторию можно покидать после работы с разрешения дежурных. Дежурные назначаются на каждое занятие. Они следят за порядком, в конце занятия принимают рабочие места у студентов и сдают лаборанту чистую лабораторию.
4. Запрещается производить в лаборатории какие-либо работы, не связанные непосредственно с выполнением учебных заданий. На рабочих столах и вокруг работающих не должно быть ничего лишнего.
5. При работе в лаборатории следует соблюдать тишину, экономить реактивы, электроэнергию, бережно относиться к оборудованию, мебели, посуде. Запрещается оставлять без присмотра работающие установки, включенные электронагревательные приборы, спиртовки.
6. Запрещается бросать в раковины твердые предметы, бумагу, битое стекло, посуду, железо, цинк и т. д. При вылипании в раковину растворов необходимо одновременно открывать водопроводный кран.
7. Звуковые сигналы пейджеров и мобильных телефонов во время занятий должны быть отключены
8. Запрещается без разрешения преподавателя включать и выключать электричество на рабочих столах, газовые и водяные краны, приборы.
9. Рабочее место содержите в чистоте, не загромождайте его лишними предметами. На рабочем столе должно находиться только то, что нужно для выполнения текущей работы. Храните портфели, сумки и другие вещи в специально отведенных местах в лабораторных столах.
10. Реактивы, предназначенные для общего пользования, находятся в специально отведенных для них местах (под тягой, на полках рабочих мест или на специальных столах), нельзя перемещать их оттуда. После взятия требуемого количества реактива немедленно возвращайте на место пробки или пипетки от них, чтобы не спутать пробки от разных реактивов. Если к бутылке с раствором не прилагается пипетка, используйте чистую пипетку, которую после этого промойте. Твердые реактивы берите из тары шпателем или фарфоровой ложкой.
11. Если реактив взят в избытке и не израсходован полностью, нельзя возвращать его обратно в тару (склянку или банку).
12. Уходя из лаборатории, нужно убрать рабочее место, выключить электрические приборы и тщательно вымыть руки.
13. По окончании работы уберите свое рабочее место, выключите приборы, которые Вы использовали, закройте краны с водой и газом. Сдайте свои рабочие места дежурным из числа студентов. Дежурные по окончании работы группы сдают рабочие места ла-

борантам практикума.

14. Запрещается проводить опыты, не относящиеся к данной работе, без разрешения преподавателя. При создании нестандартной ситуации в лаборатории немедленно сообщите преподавателю и выйдите из лаборатории.

ТЕХНИКА БЕЗОПАСНОСТИ И МЕРЫ ПРЕДОСТОРОЖНОСТИ

1. Все опыты, связанные с применением или образованием ядовитых веществ а также вредных паров и газов, проводите только в вытяжном шкафу, дверцы которого должны быть опущены на треть.
2. В случае прекращения работы вентиляционных установок все опыты в вытяжных шкафах должны быть прекращены.
3. Запрещается проводить любые опыты с взрывчатыми и огнеопасными смесями.
4. Опыты с легковоспламеняющимися веществами проводите в малых количествах (не более 2 мл) и вдали от открытого огня.
5. При нагревании растворов и веществ в пробирке используйте держатель. Не обращайтесь отверстие пробирки в сторону работающих.
6. Не наклоняйтесь над сосудом, в котором происходит нагревание или кипение жидкости, во избежание попадания брызг в лицо.
7. При необходимости определить запах паров (выделяющегося газа) легким движением ладони направьте струю газа от горла сосуда к себе и осторожно вдохните.
8. При разбавлении концентрированных кислот и щелочей небольшими порциями вливайте кислоту (или концентрированный раствор щелочи) в воду, непрерывно помешивая образующийся раствор.
9. Если склянка с легко воспламеняющейся жидкостью опрокинулась или разбилась, немедленно выключите все находящиеся вблизи источники открытого огня, засыпьте разлитую жидкость песком, соберите его и перенесите в предназначенный для этого железный ящик.
10. При попадании концентрированного раствора кислоты на кожу промойте место ожога струей воды в течение нескольких минут. После этого можно либо промыть обожженное место 2-3% раствором соды, либо вымыть с мылом.
11. При сильных ожогах после оказания первой помощи обратитесь к врачу.
12. При ожоге концентрированными растворами щелочей промойте обожженное место струей воды до тех пор, пока кожа не будет казаться скользкой, после чего промойте 1% раствором уксусной кислоты и снова водой.
13. При термическом ожоге охладите пораженное место, для чего поместите его под струю холодной воды. После охлаждения смажьте мазью от ожогов.
14. При попадании раствора любого реактива в глаз немедленно промойте его большим количеством воды, после чего сразу же обратитесь к врачу.
15. При отравлении газообразными веществами (сероводородом, хлором, парами брома) выйдите (выведите пострадавшего) на свежий воздух, а затем обратитесь к врачу.

ЭТАПЫ ПРОВЕДЕНИЯ ЭКСПЕРИМЕНТА

1. Теоретический этап

1.1. Сформулировать цель работы.

1.2. Продумать, какие понятия, законы, правила, гипотезы необходимо использовать для достижения поставленной цели. В учебной литературе, лекциях найти ответы на эти вопросы.

1.3. На основании проведенного теоретического анализа (п.1.1, 1.2) спланировать выполнение эксперимента. Определить:

- а) какие реакции нужно осуществить;
- б) какие физические величины при этом нужно измерить;
- в) какие реактивы, посуду, оборудование необходимо использовать, какую установку (прибор) следует собрать (зарисовать схему);
- г) в какой последовательности будут выполнены все необходимые действия ; какие меры предосторожности следует соблюдать;
- д) в какой форме производить запись наблюдений, измерений (предпочтительно это делать в виде таблицы).

Теоретический этап необходимо оформить письменно.

2. Экспериментальный этап.

2.1. Отобрать необходимые для выполнения работы реактивы, оборудование и посуду.

2.2. Собрать прибор или установку.

2.3. Провести опыт, тщательно наблюдая за всеми происходящими явлениями и измеряя необходимые физические величины. Сделать записи в лабораторном журнале в соответствии с продуманной ранее формой.

3. Обработка экспериментальных данных.

3.1. Логически объяснить наблюдаемые явления, составить уравнения химических реакций в разных формах (молекулярной, ионной, термохимической) в соответствии с целью работы.

3.2. Если эксперимент количественный, необходимо выполнить соответствующие вычисления с той же точностью, которая достигается в измерениях.

3.3. Обосновать с помощью математических расчетов (вычисление изменения изобарно-изотермического потенциала; константы равновесия реакции; ЭДС, генерируемой реакцией) направление протекания изученных реакций, учитывая условия проведения опыта.

3.4. На миллиметровой бумаге построить графики полученных экспериментальных зависимостей. На координатных осях указываются переменные величины и единицы, в которых они измеряются. По оси абсцисс (ось x) откладывают независимую переменную, т.е. величину, задаваемую самим экспериментатором, а по оси ординат (ось y) - определяемую величину. Масштабы на координатных осях следует выбирать так, чтобы экспериментальные точки не сливались друг с другом и по возможности располагались по диагонали графика, а координаты любой точки на графике определялись легко и быстро без ненужных расчетов.

ТЕХНИКА ЛАБОРАТОРНЫХ РАБОТ

ХИМИЧЕСКАЯ ПОСУДА

Вся посуда по назначению делится на несколько групп:

- **общего пользования** (используется для выполнения нескольких химических операций): пробирки, стаканы, плоскодонные, конические и круглодонные колбы, колбы Вюрца (круглодонные с газоотводной трубкой), кристаллизаторы, воронки, часовые стекла, бюксы;
- **мерная посуда:** цилиндры, мензурки, пипетки Мора и градуированные пипетки, мерные колбы;
- **посуда специального назначения:** осушительные склянки (Тищенко, Вульфа, Дрекслея), аппарат Киппа, установка для фильтрования под вакуумом, которая состоит из колбы Бунзена, воронки Бюхнера, склянки-ловушки и водоструйного насоса;
- **посуда из фарфора и других материалов:** шпатели, ступки, выпарительные чашки, тигли и лодочки.

Работа с мерной посудой

Следует помнить, что при всех измерениях объемов жидкостей пипетку, бюретку, цилиндр, колбу нужно держать вертикально, а отсчеты вести по нижнему краю вогнутой поверхности мениска. Исключение составляют непрозрачные или сильно окрашенные жидкости, отсчет объема ведут по верхнему краю мениска.

Для того чтобы измерение объемов было правильным, мерная посуда должна быть идеально чистой. Критерием ее чистоты служит стекание жидкости по внутренним стенкам сосуда без появления капель на них. Чтобы добиться такой чистоты, посуду обрабатывают хромовой смесью, при этом в мерную колбу и бюретку хромовую смесь наливают из стаканчика, а пипетку заполняют с помощью резиновой груши. После сливания хромовой смеси обратно в фарфоровый стакан (не в раковину!) посуду тщательно промывают водопроводной водой от остатков смеси и несколько раз ополаскивают дистиллированной водой.

Измерение объема жидких реактивов

Измерение объема жидких реактивов производят с помощью мерной посуды. Цилиндры, мензурки и мерные стаканы используются в тех случаях, когда нужно относительно грубо измерить объем жидкости.

Бюретки позволяют точно измерять объем вытекающей жидкости или выделяющегося газа. Точность измерения объема 0,1%.

Мерные колбы применяют для приготовления растворов нужных концентраций или разбавления растворов в то или иное число раз. Точность измерения объема 0,12%.

Для отбора точных объемов пользуются градуированными и неградуированными пипетками (пипетками Мора). Градуированную пипетку можно использовать для отмеривания всего объема или части его.

ХИМИЧЕСКИЕ РЕАКТИВЫ, ИХ ХРАНЕНИЕ

Реактивы - это индивидуальные вещества, их растворы или смеси строго регламентированного состава, предназначенные для лабораторных работ, научных исследований и химического анализа.

Химические реактивы могут использоваться в твердом, жидком и газообразном состояниях (в виде паров). Их принято разделять по степени чистоты на несколько квалификаций, характеристики которых приведены в таблице.

Таблица 1

Квалификация веществ	Символ реактива	Содержание основных, масс. %	Содержание отдельных примесей, масс. %
Чистый	ч	не менее 98	0,01-0,5
Чистый для анализа	чда	не менее 99	до 0,1
Химически чистый	хч	выше 99	$10^{-3} - 10^{-5}$
Особо чистый	осч	близко к 100	$10^{-5} - 10^{-10}$

Твердые реактивы хранят в стеклянных и полиэтиленовых банках, а жидкие - в склянках.

В зависимости от свойств веществ банки и склянки закрывают стеклянными, полиэтиленовыми, резиновыми и корковыми пробками.

Гигроскопичные вещества хранят в бьюксах, эксикаторах, запаянных ампулах, склянках с хлоркальциевыми трубками и банках с притертыми пробками. Пробки банок можно

заливать парафином. Реактивы, изменяющиеся под действием света, хранят только в темных склянках.

Газы в больших количествах хранят в баллонах, в небольших - в газовых бюретках и газометрах.

Правила работы с реактивами

1. Оберегать реактивы от загрязнения. Не сливать излишки растворов и не ссыпать твердые вещества обратно в сосуд, из которого они взяты. Не путать пробки разных склянок! После употребления реактива склянку тотчас закрыть пробкой и поставить на место.
2. На всех склянках с реактивами всегда должны быть этикетки с названием вещества или химической формулой и указанием его качества. Для растворов должна быть указана концентрация.
3. Реактивы брать в возможно малых количествах.
4. Твердые вещества брать при помощи стеклянных, фарфоровых, пластмассовых шпателей, лопаточек, а жидкие - с помощью пипетки.
5. При отборе реактива склянку брать этикеткой в ладонь и последнюю каплю снимать о край сосуда, в который отливают.

Растворение твердых веществ

Приготовление растворов - одна из важнейших операций в неорганическом синтезе. При выполнении ее необходимо соблюдать следующие правила.

1. Растворы следует готовить на дистиллированной воде.
2. Обычно растворение проводят в стеклянном или фарфоровом стаканах, колбах Эрленмейера (конических), склянках. Для приготовления точных растворов пользуются мерными колбами. Если вещество растворяется с большим выделением тепла, то раствор готовят в тонкостенной фарфоровой или термостойкой стеклянной посуде. Емкость сосуда, где будет готовиться раствор, должна быть немного больше заданного объема. Каждую склянку с раствором нужно снабжать этикеткой или надписью.
3. В сосуд наливают немного растворителя, а затем всыпают вещество, перемешивают и доливают растворитель.
4. К легкогидролизующимся веществам добавляют вещество, предотвращающее гидролиз, а затем растворяют в воде.
5. Для увеличения скорости растворения используют измельчение растворяемого вещества, перемешивание и нагревание раствора с осадком.

Доведение уровня жидкости в мерной колбе до метки и перемешивание

После растворения вещества в мерной колбе в нее доливают дистиллированную воду так, чтобы уровень жидкости был на 0,5-1 см ниже уровня метки. Затем добавляют воду по каплям (с помощью капельниц), доводя уровень жидкости до метки. Далее, закрыв колбу пробкой, тщательно перемешивают раствор, переворачивая колбу вверх дном так, чтобы пузырь воздуха проходил через весь раствор, а при возвращении колбы в исходное положение касался пробки (при этом пробку следует придерживать большим пальцем).

Отбор аликвотной части раствора в колбу для титрования

Стаканчик на 50 или 100 мл заполняют на $\frac{1}{2}$ объема раствором из мерной колбы и берут в левую руку. В правую берут пипетку и, слегка упираясь в дно стаканчика, заполняют ее всасыванием выше метки. Быстро закрывают отверстие пипетки указательным пальцем правой руки. Указательным пальцем левой руки слегка прижимают носик пипетки к стенке стаканчика (обязательно вне жидкости, при этом стаканчик держат наклонно, а пипетку – вертикально), чтобы жидкость стекла струей по стенке стаканчика, а не капала. Затем, слегка ослабляя указательный палец правой руки, очень плавно, без толчков спускают раствор до метки. При этом глаз должен находиться на уровне метки.

Слегка наклонив пипетку (тогда из нее не будет капать жидкость), переносят ее в колбу для титрования и спускают раствор, держа пипетку вертикально (жидкость из пипетки выдувать нельзя!).

ВЗВЕШИВАНИЕ

Весы и взвешивание

Обычно в химических лабораториях применяют теххимические, аптечные и аналитические весы. Теххимические и аптечные весы позволяют определить массу с точностью до 0,01 г, а аналитические - до 0,0001 г. К весам прилагается комплект гирь, называемый разновесом. Гири из разновеса берут пинцетом.

При взвешивании предмета его кладут на левую чашку, а гири - на правую. Теххимические весы имеют приспособление, называемое арретиром, которое поддерживает чашки весов в нерабочем состоянии. Чтобы привести весы в рабочее положение, нужно опустить арретир. Снимать и класть предметы и разновесы следует при опущенном (нерабочем состоянии) арретире. Взвешивание можно считать законченным, если отклонение стрелки весов влево и вправо от средней черты станет одинаковым. После взвешивания сразу же вернуть гири и разновес.

При взвешивании следует соблюдать следующие правила:

1. Не ставить на чашки весов горячие, мокрые предметы. При работе с жидкостями не допускать попадания жидкости на весы и разновесы.
2. Не класть взвешиваемое вещество прямо на чашку весов, а только в специальную посуду (часовое стекло или бюкс) или на фильтровальную бумагу.
3. Брать гири только пинцетом и не пользоваться ими из другого разновеса.
4. После взвешивания ничего не оставлять на весах.

Правила взвешивания

Перед взвешиванием необходимо убедиться, что весы исправны. Для этого нужно повернуть ручку арретира по часовой стрелке и наблюдать за качанием стрелки. Если стрелка при качании вправо и влево отклоняется на одинаковое количество делений или качания в обе стороны разнятся не более чем на 1-1,5 делений, можно считать, что весы в порядке. После проверки нулевой точки арретир закрывают. Если при качании весов стрелка отклоняется от нуля не так, как указано, то взвешивание следует прекратить и заявить о неисправности весов преподавателю или лаборанту.

Взвешиваемое вещество нельзя насыпать прямо на чашку весов. Необходимо помещать его на сухое стекло, в бюкс или стаканчик. Масса последних должна быть предварительно отделена. При взвешивании жидкости надо следить, чтобы капли ее не попадали на чашку весов. Взвешиваемое тело должно иметь температуру, одинаковую с температурой весов. На левую чашку весов помещается взвешиваемый предмет, на правую - разновесы. Ящик с разновесами ставится на столик с правой стороны. Разновесы берут только пинцетом и в определенном порядке: начинают с соответствующим большим и затем ставят

следующий меньшего значения. Необходимо помнить, что груз кладут на чашки весов и снимают с них только при арретированных весах. Взвешивание на теххимических весах можно считать законченным, когда разность в 0,01 г оказывается недостаточной, а в 0,02 г - избыточной. По окончании взвешивания массу записывают в журнал и разности в определенном порядке кладут в гнездо ящика. При этом снова проверяется сделанная запись. Ни в коем случае нельзя взвешивать на весах груз больший, чем указан в паспорте.

ФИЛЬТРОВАНИЕ

Для отделения твердых веществ от жидкости применяется **фильтрование**. Для этого часто пользуются **бумажным фильтром**, гладким или **складчатым**.

Фильтрующим веществом могут также служить: вата, асбестовое полотно, стеклянная вата, измельченный уголь, пористое стекло (в фильтрах Шотта) и ряд других материалов. Жидкость, отделяющаяся при фильтровании, называется фильтратом.

Гладкий фильтр готовят из кусочка фильтровальной бумаги, соответствующего размеру воронки, складывают его вчетверо. Внешние углы обрезают по дуге. Полученный конус вставляют в воронку и смачивают водой. Необходимо, чтобы всей своей поверхностью фильтр плотно прилегал к стенкам воронки. Край фильтра должен быть ниже края воронки не менее чем на 0,5 см. Между фильтром и воронкой не должно быть пузырьков воздуха.

Воронку с фильтром следует помещать в кольцо штатива так, чтобы нижний конец ее соприкасался со стенкой сосуда, в который фильтруют. Жидкость переносят на фильтр по стеклянной палочке, которую следует держать в левой руке.

Отделение твердых компонентов от жидких

Для отделения твердых компонентов от жидких применяется фильтрование и декантация. **Фильтрование** - это процесс отделения жидкости от твердого вещества через фильтрующий материал с одновременным задерживанием на его поверхности осадка.

Когда целью фильтрования является выделение твердого осадка, используют гладкий фильтр. Если нужно получить чистую жидкость, применяют складчатый фильтр. Для отделения мелкокристаллического осадка и для ускорения фильтрации пользуются фильтрованием под вакуумом или фильтрованием с отсасыванием. Для отделения тяжелого осадка применяют декантацию - сливание жидкости с осадка.

Если требуется отфильтровать горячий раствор, применяют специальную воронку с электрическим подогревом. Это металлическая воронка, между двойными стенками которой вмонтирован нагревательный элемент. В эту воронку вставляют обычную стеклянную воронку и подогревают.

Правила фильтрования

1. Приготовленный фильтр не достигает края воронки 3 - 4 мм и плотно прилегает к ее стенкам.
2. Фильтр смачивают небольшим количеством дистиллированной воды.
3. Осадку дают осесть на дно сосуда и осторожно, не взмучивая его, сливают жидкость по стеклянной палочке на фильтр, и только последнюю порцию жидкости перемешивают с осадком.
4. Воронку заполняют жидкостью так, чтобы ее уровень был на 2 - 3 мм ниже края фильтра.
5. Когда вся жидкость стечет, осадок промывают промывной жидкостью.
6. Фильтрование под вакуумом проводят с помощью установки, которая состоит из колбы Бунзена, воронки Бюхнера, склянки-ловушки и водоструйного насоса. Фильтр

должен полностью закрывать дырчатое дно воронки Бюхнера, и его края не должны подниматься вертикально. Затем включают насос и, когда воздух начнет просасываться через дно воронки, сливают жидкость. Фильтрация считается законченной, если с конца воронки не свисает капля. Смесь на фильтре ни в коем случае не перемешивать! Осадок на фильтре равномерно распределяют по дну и уплотняют плоской стеклянной пробкой. По окончании операции от отростка колбы снимают трубку и только тогда закрывают водопроводный кран. Снимать вещество из воронки Бюхнера нужно следующим образом: воронку отсоединяют от колбы, переворачивают и выбивают (выдувают) вещество легкими ударами на лист фильтровальной бумаги.

Фильтрующие материалы

Фильтрующими материалами могут быть бумага, вата, стекловата, ткань. Различают бумажные фильтры: обычные и беззольные. Беззольным считается фильтр, если масса золы, образующейся при его сгорании, не превышает 0,0001 г. Для фильтрации агрессивных жидкостей применяют воронки и тигли Шотта (воронки с впаянной пористой стеклянной пластинкой).

Характеристики бумажных фильтров

Цвет ленты	Диаметр пор, нм	Характеристика бумаги и тип осадка
красная или черная	10	Широкопористая быстрофильтрующая, для грубых осадков
белая	Около 3	Средней пористости, для крупных осадков
синяя	1-2,5	Мелкопористая, для тонкодисперсных осадков
зеленая	Менее 1	Высокоплотная, для очень тонкодисперсных осадков
желтая	3	Обезжиренная бумага

Измельчение

Для измельчения твердых веществ чаще всего применяют различные ступки: *фарфоровые, металлические, агатовые*. Металлические ступки используют для грубого измельчения, **фарфоровые** - для более тонкого, а **агатовые** - для материалов с высокой твердостью.

Очень крупные куски сначала измельчают молотком. Куски веществ величиной с грецкий орех можно измельчить в ступке, в которую помещают вещество на 1/4 высоты. Растирают осторожно, чтобы вещество не выбрасывалось из ступки. Размер ступки необходимо выбирать в соответствии с количеством вещества. Ступки нельзя использовать для нагревания.

Нагревание

В лаборатории часто приходится использовать нагревание при проведении химических реакций; при прокаливании, обезвоживании, расплавлении твердых веществ; для упаривания и кипячения растворов.

Для нагревания применяются различные приборы: электрические плитки, сушильные шкафы, электропечи (муфели), спиртовки, бани. В зависимости от свойств веществ и цели нагревания применяют различные способы.

1. При кратковременном нагревании веществ в пробирках, в фарфоровых и металлических тиглях пользуются непосредственно "голым" огнем. Нагревание производят в верхней зоне пламени, закрепляя пробирку в деревянном держателе. Жидкости в стеклянной термостойкой и фарфоровой посуде нагревают на спиртовках через асбестовую сетку.

2. Если необходимо длительное нагревание при высокой температуре (прокаливание, сплавление и т.д.) используют электроплитки (температура до 300°) и электропечи (температура $300 - 1000^{\circ}$). Вещества для прокаливания помещают в фарфоровые, металлические или алундовые тигли или лодочки.

3. Если нагревание растворов (упаривание) должно проводиться в определенном узком интервале температур, применяют бани (водяные, песчаные или глицериновые), которые заполняются жидкостью (песком) на $2/3$ объема. Нагревание проводится парами кипящей воды; если вместо воды используется глицерин или масло, нагревание проводится самой жидкостью. Песчаная баня служит для длительного нагревания. С помощью бань можно поддерживать температуру до 300° .

4. Высушивание - нагревание для удаления гигроскопической влаги при температуре до 110° - осуществляют в сушильном шкафу. Гигроскопические и разлагающиеся при нагревании вещества сушат в эксикаторах водоотнимающими веществами.

Высушивание закончено, если кристаллы сыплются с палочки при легком постукивании.

Охлаждение

Для охлаждения веществ после прокаливания или сплавления в атмосфере сухого воздуха используют эксикаторы.

Охлаждение с целью выкристаллизации твердого вещества производят проточной водой, льдом, охладительной смесью. Лед (снег) в виде кусочков размеров с горошину смешивают с водой до кашицеобразной массы. Для более низких температур лед смешивают с хлоридом натрия: на 1 часть льда 0,3 части хлорида натрия ($T = -21^{\circ}\text{C}$) или 1 часть льда и 1,43 части пятиводного хлорида кальция.

Лабораторная работа №1 «ОПРЕДЕЛЕНИЕ ЭКВИВАЛЕНТНОЙ МАССЫ МЕТАЛЛА»

Цель работы: Определение эквивалентной массы металла методом вытеснения водорода из кислоты.

Основные понятия:

Химическим эквивалентом элемента называют такое его количество, которое соединяется с 1 молем атомов водорода или замещает то же количество атомов водорода в химических реакциях.

Масса 1 эквивалента элемента называется его *эквивалентной массой*.

Закон эквивалентов: вещества взаимодействуют друг с другом в количествах, пропорциональных их эквивалентам. Или другая формулировка: массы (объемы) реагирующих друг с другом веществ пропорциональны их эквивалентным массам (объемам).

Ход работы:

1. Перед началом работы проверить прибор (бюретка и уравнильный сосуд, закрепленные в штативе, а также пробирка, герметично соединенная с бюреткой) на гер-

метичность. Для этого надеть пробирку на пробку и опустить уравнильный сосуд ниже уровня воды в бюретке. После некоторого понижения уровень воды в бюретке установился на определённой отметке, следовательно, прибор герметичен.

2. Снять пробирку и передвижением уравнильного сосуда установил уровень воды в бюретке на нулевую отметку (нулевое деление шкалы).
3. Залить в пробирку 5 мл HCl (соляной кислоты), затем опустить в углубление на стенке пробирки исследуемый металл и плотно надеть пробирку на пробку.
4. После того как исследуемый металл попал в кислоту, началась химическая реакция, сопровождаемая выделением водорода (наблюдается образование пузырьков). Под действием этого газа уровень воды в бюретке начнет понижаться. Но спустя некоторое время уровень воды перестанет понижаться, и перестанут образовываться пузырьки водорода.
5. Объём выделившегося водорода находим как разность объёмов воды в бюретке до проведения опыта и после.

$$V = V_1 - V_2 = 58,1 \text{ мл}$$

m масса ме- талла, г	t° температу- ра, °C	P _{атм} атмо- сферное давление, мм рт. ст.	h давление насыщенных во- дяных паров, мм рт. ст.	V объём водо- рода, мл
0,04 21	18	764	15,5	58,1

6. Найдём: какой объём (V₀) заняло бы такое же количество водорода при нормальных условиях, чтобы потом, используя закон эквивалентов, найти искомую эквивалентную массу металла.

$$P_0 V_0 = nRT_0$$

$$PV = nRT$$

$$n = \frac{P_0 V_0}{RT_0} = \frac{PV}{RT} \Rightarrow \frac{P_0 V_0}{T_0} = \frac{PV}{T}$$

Где T - абсолютная температура во время опыта, P₀=760 мм рт. ст., T₀=273 К и

$$P = P_{\text{атм}} - h$$

Теперь выразим отсюда V₀:

$$V_0 = \frac{V \cdot (P_{\text{атм}} - h) \cdot 273}{760 \cdot (t^0 + 273)}$$

Теперь находим искомую эквивалентную массу металла по формуле (из закона эквивалентов):

Получаем пропорцию:

$$\frac{\mathcal{E}_{\text{Me}}}{\mathcal{E}_{\text{вн}}} = \frac{m}{V_0} \Rightarrow \mathcal{E}_{\text{Me}} = \frac{11200 \cdot m}{V_0}$$

Подбираем в таблице Менделеева элемент с близкой по значению эквивалентной массой.

7. Определим ошибку опыта (Δ в %) по формуле:

$$\Delta = \frac{\mathcal{E}_{\text{ОПР}} - \mathcal{E}_{\text{Me}}}{\mathcal{E}_{\text{ОПР}}} \cdot 100 \%$$

Основные результаты: В результате эксперимента был получен химический эквивалент определяемого элемента методом вытеснения водорода из кислоты.

Выводы: Научились определять химические эквиваленты металлов методом вытеснения водорода из кислоты.

Лабораторная работа № 2 «УСТАНОВЛЕНИЕ ФОРМУЛЫ КРИСТАЛЛОГИДРАТА»

Кристаллогидраты – это вещества, кристаллизующиеся с одной или несколькими молекулами воды. Некоторые кристаллогидраты при нагревании до определенной температуры теряют только воду, а разложение вещества происходит при более высокой температуре.

Ход работы

Установление формулы кристаллогидрата ($\text{CuSO}_4 \cdot n\text{H}_2\text{O}$; $\text{MgSO}_4 \cdot x\text{H}_2\text{O}$)

Прокалить фарфоровый тигель, охладить его в эксикаторе, после чего взвесить на аналитических весах. Повторить операцию несколько раз до достижения постоянства массы тигля. Насыпать в тигель около 1-1,3 г растертого в порошок кристаллогидрата и взвесить на тех же весах. Вычислить массу взятой соли. Поставить тигель на песочную баню (или в муфельную печь) и нагревать при температуре 240-260⁰С до полного обезвоживания (30-40 минут). Когда соль полностью побелеет, тигель при помощи щипцов перенести в эксикатор и оставить там на 15-20 минут до полного охлаждения. Остывший тигель вынуть из эксикатора и взвесить.

Поставить тигель вторично на песочную баню и нагревать еще 10-15 минут, после этого тигель снова охладить в эксикаторе и взвесить. Повторять нагревание и взвешивание тигля до тех пор, пока разница показаний двух последних взвешиваний будет не более 0,02 г. Все наблюдения и измерения записать в лабораторный журнал:

- масса тигля, g_1 , г;
- масса тигля с кристаллогидратом, g_2 , г;
- масса кристаллогидрата, $g_3 = g_2 - g_1$, г;
- масса тигля с солью после первого, второго и третьего прокаливания, g_4^* , г; g_4^{**} , г; g_4^{***} , г;
- постоянная масса тигля с безводной солью, g_4 , г;
- масса удаленной воды, $g_5 = g_2 - g_4$, г;
- масса безводной соли, $g_6 = g_3 - g_5$, г.

Рассчитать число молей воды, приходящейся на 1 моль безводной соли и составить химическую формулу кристаллогидрата. Полученную соль отдать преподавателю или лаборанту.

Контрольные вопросы

1. Почему тигель с обезвоженной солью нельзя охлаждать на воздухе?
2. В чем отличие кристаллогидратов от простых солей?

Основные результаты: Мною на опыте была установлена ..., изучена ...

Выводы: Я научился определять ...

Лабораторная работа № 3 «КАЧЕСТВЕННЫЕ РЕАКЦИИ ВАЖНЕЙШИХ КАТИОНОВ»

Цель работы: закрепление знаний классификации важнейших катионов, а также изучение качественных реакций и приобретение навыка обращения с химическими реактивами и приборами.

Ход работы:

Качественные реакции катионов I аналитической группы

Реакции иона K^+

Опыт № 1. Реакция гидротартрата натрия $NaHC_4H_4O_6$ или винной кислоты $H_2C_4H_4O_6$ с раствором соли калия.

К 2-3 каплям раствора соли калия прибавить 4-5 капель 1 М раствора $NaHC_4H_4O_6$ или смесь 2 М раствора $H_2C_4H_4O_6$ с равным объемом 2 М раствора CH_3COOH . При осторожном потирании стеклянной палочкой о стенки пробирки выпадает белый осадок гидротартрата калия.

Реакции иона NH_4^+

Опыт № 1. Разложение соли аммония в присутствии щелочей.

К 6-7 каплям раствора добавить 4-5 капель 2 М $NaOH$ или KOH и нагреть на водяной бане. В присутствии ионов аммония появляется характерный запах. При определении запаха не следует подносить пробирку близко к носу!

Опыт № 2. Реакция с реактивом Несслера (щелочной р-р тетраиодомеркуриата калия)

В пробирку поместить 1 каплю испытуемого раствора, прибавить 5-6 капель воды и 3-4 капли реактива Несслера. В присутствии ионов аммония выпадает желто-коричневый осадок.

Качественные реакции катионов II аналитической группы

Реакции иона Ca^{2+}

Опыт № 1. Реакция с серной кислотой

Смешать 1 каплю раствора соли кальция и 1 каплю 2 М раствора H_2SO_4 . Кристаллы выпадают через несколько минут. Из разбавленных растворов кристаллы выпадают в виде длинных игл.

Опыт № 2. Реакция с гексацианоферратом (II) калия $K_4[Fe(CN)_6]$.

К 2-3 каплям раствора соли кальция прибавить 1-2 капли насыщенного раствора NH_4Cl , концентрированный раствор NH_4OH до сильнощелочной реакции, 3-4 капли раствора гексацианоферрата (II) калия и нагреть. Выпадает белый кристаллический осадок смешанного гексацианоферрата.

Реакции иона Ba^{2+}

Опыт №1. Реакция с серной кислотой или растворимыми сульфатами

К 2-3 каплям соли бария добавить 2-3 капли серной кислоты или ее соли. Образуется белый осадок, нерастворимый в кислотах.

Опыт №2. Реакция с гипсовой водой (насыщенный раствор сульфата кальция)

К 2-3 каплям раствора соли стронция прибавить 15-20 капель гипсовой воды. Образуется мелкокристаллический белый осадок.

Реакции иона Fe^{2+}

Опыт № 1. Реакция с гексацианоферратом (III) калия $K_3[Fe(CN)_6]$

К 1 капле исследуемого раствора прибавить 1 каплю 2 М HCl и 1 каплю раствора $K_3[Fe(CN)_6]$. В присутствии Fe^{2+} появляется синее окрашивание.

Реакции иона Fe^{3+}

Опыт №1. Реакция с тиоцианатом аммония или тиоцианатом калия

В пробирку поместить 1 каплю исследуемого раствора, прибавить 1 каплю 2 М раствора HNO_3 и 1 каплю раствора NH_4CNS . В присутствии Fe^{3+} появляется кроваво-красное окрашивание. Реакцию можно проводить капельным методом на бумаге.

Опыт №2. Реакция с гексацианоферратом (II) калия $K_4[Fe(CN)_6]$

К 3-4 каплям анализируемого раствора прибавить 1 каплю воды, 2-3 капли H_2SO_4 (1:3) и 3-4 капли раствора NH_4CNS . Затем к полученному раствору прибавить 3-4 капли раствора $K_4[Fe(CN)_6]$. Переход кроваво-красной или розовой окраски тиоцианата железа в синюю, обусловленную образованием берлинской лазури, указывает на присутствие Fe^{3+} .

Реакции иона Al^{3+}

Опыт №1. Реакция с ализариновым красным

К 2-3 каплям раствора соли алюминия прибавить по каплям раствор щелочи до щелочной реакции. К раствору прибавить 1-3 капли 0,2%-ного спиртового раствора ализарина (раствор окрашивается в фиолетовый цвет), затем по каплям раствор уксусной кислоты до исчезновения фиолетовой окраски. В присутствии большого количества Al^{3+} выпадает красный осадок. Если алюминия мало, то появляется красное окрашивание. В отсутствие алюминия раствор приобретает желтый цвет – окраска ализарина в щелочной среде.

Качественные реакции катионов III аналитической группы

Реакции иона Cu^{2+}

Опыт № 1. Реакция с аммиаком

К 4-5 каплям раствора соли меди по каплям прибавлять раствор аммиака. При этом наблюдается выпадение зеленовато-голубого осадка, который затем растворяется с образованием синего раствора.

Опыт №2. Реакция с гексацианоферратом (II) калия $K_4[Fe(CN)_6]$

К нескольким каплям раствора соли меди добавить 1 каплю уксусной кислоты и 1-2 капли $K_4[Fe(CN)_6]$. Образуется красно-коричневый осадок $Cu_2[Fe(CN)_6]$.

Реакции иона Ni^{2+}

Опыт № 1. Реакция с аммиаком

К 4-5 каплям раствора соли никеля по каплям прибавлять раствор аммиака. При этом наблюдается выпадение зеленого осадка, который затем растворяется с образованием синего раствора.

Реакции иона Co^{2+}

Опыт № 1. Реакция с аммиаком

К 4-5 каплям раствора соли кобальта по каплям прибавлять раствор аммиака. При этом наблюдается выпадение синего осадка, который затем растворяется с образованием грязно-желтого раствора.

Реакции иона Cd^{2+}

Опыт № 1. Реакция с сульфидом аммония или натрия

К 1 капле раствора соли кадмия прибавить 2-3 капли сульфида аммония или натрия. Выпадает желтый осадок CdS .

Качественные реакции некоторых катионов IV – V аналитических групп

Реакции ионов Sn (II)

Опыт № 1. Восстановление железа (II) до железа (II) оловом (II)

К 1 капле раствора соли Fe^{3+} прибавить по 1 капле 2 М HCl и $K_3[Fe(CN)_6]$. При этом синего осадка не образуется. После этого добавить 1-2 капли раствора $SnCl_2$. Сразу появляется синий осадок турбулентной сини.

Реакции ионов Pb^{2+}

Опыт № 1. Реакция с серной кислотой

К 2-3 каплям раствора соли Pb^{2+} добавить 3-4 капли серной кислоты. Выпадает белый осадок сульфата свинца.

Опыт № 2. Реакция с хроматом и дихроматом калия

К 2-3 каплям раствора соли Pb^{2+} добавить 3-4 капли хромата или дихромата калия. Выпадает желтый осадок хромата свинца.

Опыт № 3. Реакция с иодидом калия

К 2-3 каплям раствора соли Pb^{2+} добавить 3-4 капли иодида калия. Выпадает желтый осадок иодида свинца. Если полученный осадок растворить в нескольких каплях воды с добавлением 2 капель 2 М HNO_3 , а затем охладить погружением пробирки в воду, то PbI_2 снова выпадет в виде блестящих золотистых кристаллов (так называемый «золотой дождь»).

Лабораторная работа № 4 «КАЧЕСТВЕННЫЕ РЕАКЦИИ ВАЖНЕЙШИХ АНИОНОВ»

Цель работы: закрепление знаний классификации важнейших анионов, а также изучение качественных реакций и приобретение навыка обращения с химическими реактивами и приборами.

Качественные реакции анионов I аналитической группы

Реакции иона SO_4^{2-}

Опыт № 1. Реакция образования осадка сульфата бария

В пробирку внесли 5 капель раствора H_2SO_4 (серной кислоты) после чего добавили раствор хлорида бария. Наблюдения записали в лабораторный журнал.

Реакции иона SO_3^{2-}

Опыт № 1. Разложение сульфитов соляной кислотой с дальнейшим определением SO_2

К 1-2 каплям раствора соли сульфита натрия (можно использовать сухую соль) прибавить 2-3 капли 2 М раствора HCl , 1 каплю крахмала и по каплям раствор иода. Исчезновение синей окраски крахмала и обесцвечивание раствора – признак присутствия SO_3^{2-} .

Реакции иона $S_2O_3^{2-}$

Опыт № 1. Разложение тиосульфатов соляной кислотой с дальнейшим определением S

К 1-2 каплям раствора тиосульфата натрия добавить 2-3 капли соляной кислоты. В присутствии тиосульфат-иона наблюдается образование коллоидной серы.

Опыт № 2. Реакция восстановления иода

К 2-3 каплям раствора тиосульфата натрия добавить по каплям раствор иода, при этом окраска иода исчезает.

Качественные реакции анионов II аналитической группы

Реакции иона Cl^-

Опыт № 1. Реакция с ацетатом свинца

К 2-3 каплям раствора хлорида натрия или калия добавить 3-4 капли раствора ацетата свинца. Сразу появляется белый кристаллический осадок. Раствор с осадком нагреть, перемешивая стеклянной палочкой. Дать постоять несколько секунд и слить горячую прозрачную жидкость. При медленном охлаждении раствора выделяются игольчатые кристаллы хлорида свинца.

Реакции иона Br^-

Опыт № 1. Реакция с ацетатом свинца

К 2-3 каплям раствора бромиды натрия добавить 3-4 капли раствора ацетата свинца. Сразу появляется белый кристаллический осадок.

Опыт № 2. Реакция с концентрированной серной кислотой

К 1-2 каплям раствора бромида натрия или небольшому количеству сухой соли добавить 2-3 капли концентрированной серной кислоты. В присутствии бромид-ионов появляются бурые пары брома.

Реакции иона I^-

Опыт № 1. Реакция с ацетатом свинца

К 3-4 каплям иодида калия добавить 2-3 капли раствора соли Pb^{2+} . Выпадает желтый осадок иодида свинца. Если полученный осадок растворить в нескольких мл воды с добавлением 2 капель 2 М HNO_3 , а затем охладить погружением пробирки в воду, то PbI_2 снова выпадет в виде блестящих золотистых кристаллов («золотой дождь»).

Опыт № 2. Реакция с концентрированной серной кислотой

К 1-2 каплям раствора иодида калия добавить 2 капли концентрированной серной кислоты. В присутствии иодид-ионов образуется коричневая окраска раствора.

Опыт № 3. Реакция с солями меди (II)

К 1-2 каплям раствора иодида калия добавить 2-3 капли соли меди (II). В присутствии иодид-ионов выпадает серый осадок иодида меди (I) и выделяется свободный иод.

Качественные реакции анионов III аналитической группы

Реакции иона NO_2^-

Опыт № 1. Реакция с иодидом калия (натрия)

К 1 капле раствора нитрита натрия прибавить 1 каплю уксусной кислоты и 1 каплю раствора иодида калия. Наблюдается пожелтение раствора. В присутствии крахмала раствор окрашивается в синий цвет.

Опыт №2. Реакция с перманганатом калия

К 1 капле раствора нитрита натрия прибавить 1 каплю азотной кислоты и 1 каплю перманганата калия. Наблюдается обесцвечивание раствора.

Реакции иона CH_3COO^-

Опыт №2. Реакция с разбавленной серной кислотой

К 1-2 каплям раствора ацетата прибавить 3-4 капли раствора H_2SO_4 (1:1) и нагреть на водяной бане. Выделяющуюся уксусную кислоту можно обнаружить по запаху. Если к 1-2 каплям раствора ацетата прибавить 2-3 капли этилового спирта и нагреть на водяной бане, появляется приятный фруктовый запах уксусно-этилового эфира.

Лабораторная работа №5 «ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ»

Цель работы: закрепление знаний классификации неорганических соединений и их основных свойств, а также выработка умения пользоваться индикаторами для определения характера среды (кислая, щелочная, нейтральная), и приобретения навыка обращения с химическими реактивами и приборами.

Теоретическая часть

Как известно, все вещества, неорганические и органические, можно классифицировать, то есть выделить группы веществ, сходные либо по свойствам, либо по строению. Признак, по которому вещества делят на группы (классы) называется **классификационным признаком**. Так, основываясь на составе, можно разделить вещества на **простые** и **сложные**. **Простые**, в свою очередь, на металлы и неметаллы, а **сложные** - на оксиды, основания, кислоты, соли и др.

Возможна также классификация соединений по другим классификационным признакам. Например, **оксиды, на основании проявляемых ими кислотно-основных свойств, можно разделить на следующие классы:**

- **основные оксиды:** CaO , MgO , Li_2O ;
- **амфотерные оксиды:** Al_2O_3 , ZnO , Cr_2O_3 , PbO ;
- **кислотные оксиды:** CO_2 , SO_3 , Mn_2O_7 , P_2O_5 ;
- **несолеобразующие (индифферентные):** CO , NO , N_2O , WO_2 , TiO .

На основании того же классификационного признака (кисотно-основных свойств) можно разделить и гидроксиды:

- **основания:** $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Mg}(\text{OH})_2$, LiOH , $\text{Cu}(\text{OH})_2$;
- **амфотерные гидроксиды:** $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$;
- **кислоты:** H_2SO_4 , H_3PO_4 , HMnO_4 .

Кроме того, те же оксиды можно классифицировать по их окислительно-восстановительным свойствам, агрегатному состоянию и т.д.

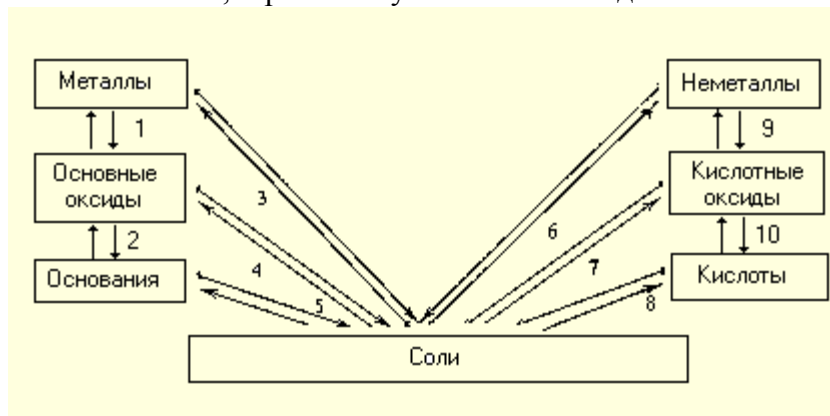


Рис 1. Связь между основными классами неорганических соединений

На схеме (рис. 1.1.) представлена связь между основными классами неорганических соединений. Данная схема позволяет предложить пути получения одних классов соединений из других и оценить возможность их взаимодействия друг с другом.

Из рис.1.1 видно, что получить из металла соль (например $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$) можно по схеме $1 \rightarrow 2 \rightarrow 5$ ($\text{Mg} \rightarrow \text{MgO} \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$), или по схеме $1 \rightarrow 4$ ($\text{Mg} \rightarrow \text{MgO} \rightarrow \text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$), или 3 ($\text{Mg} \rightarrow \text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$).

Получить из неметалла соль (например Na_2SO_3) можно по схеме $9 \rightarrow 10 \rightarrow 8$ ($\text{S} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3$) или по пути $9 \rightarrow 7$ ($\text{S} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3$) или 6 ($\text{S} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3$).

Представленные на схеме переходы возможны не во всех случаях. Так, переход оксид $\rightarrow$ гидроксид возможен только для щелочных, щелочноземельных, редкоземельных металлов и магния. Переход гидроксид $\rightarrow$ оксид возможен для большинства металлов (за исключением щелочных). Для щелочноземельных металлов, например, кальция, осуществимы оба перехода.

Не всегда можно получить и кислоту (например, кремниевую) из соответствующего ей оксида (SiO_2).

Ход работы:

Опыт № 1. Получение гидроксида кальция исходя из кальция

Данный опыт следует проводить в защитных очках. Кусочек металлического кальция (размером с фасолину) поместите в тигель или фарфоровую чашку и нагрейте в пламени горелки до воспламенения кальция. Уберите горелку. Отметьте цвет пламени.

К полученному продукту (после охлаждения) добавьте воды (1-2 мл). Опишите свои наблюдения. Перенесите полученный продукт в стакан или пробирку. (Можно переносить с помощью шпателя, можно - смывая водой). Добавьте еще 5-10 мл воды и 1-2 капли уни-

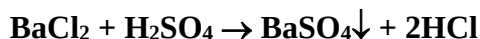
версального индикатора. Сделайте вывод о растворимости и кислотно-основных свойствах полученного соединения.

Вопросы и задания

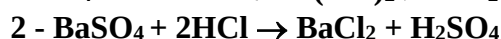
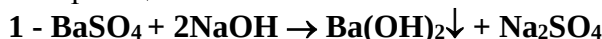
1. Напишите цепочку превращений, осуществляемых в ходе проведения опыта.
2. В соответствии с цепочкой превращений напишите уравнения всех проведенных реакций.
3. Укажите условия проведения и опишите наблюдаемые эффекты для всех реакций.
4. С соединениями каких классов может реагировать полученный продукт?

Опыт № 2. Получение и свойства нормальной соли

В пробирку внесли раствор BaCl_2 (хлорида бария) после чего добавили в 5 капель раствора H_2SO_4 (серной кислоты). Наблюдали образование белого осадка **BaSO_4** (сульфата бария):



Затем в две пробирки внесли поочередно: 1 - раствор NaOH (гидроксида натрия), 2 – раствор соляной кислоты. На основании этого опыта предположите состав образующихся веществ и напишите уравнения реакций.

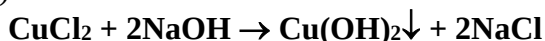


Вопросы и задания

1. Напишите цепочку превращений, осуществляемых в ходе проведения опыта.
2. В соответствии с цепочкой превращений напишите уравнения всех проведенных реакций.
3. Укажите условия проведения и опишите наблюдаемые эффекты для всех реакций.
4. С соединениями каких классов могут реагировать полученные продукты реакций?

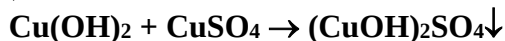
Опыт № 3. Получение основной соли и перевод её в нормальную

1. Поместили в пробирку 5 капель CuCl_2 (хлорида меди II) и добавили равное количество раствора NaOH (гидроксида натрия). Наблюдали образование синего осадка $\text{Cu}(\text{OH})_2$ (гидроксида меди II):



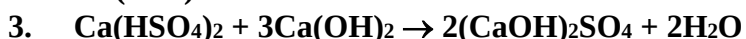
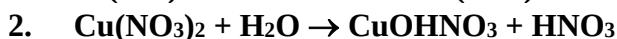
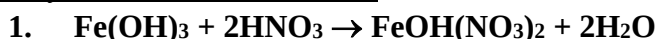
К хлориду меди (II) добавили гидроксид натрия и получили гидроксид меди (II) и хлорид натрия.

2. Затем при постоянном перемешивании добавил 10 капель раствора CuSO_4 (сульфата меди II). Наблюдали изменение цвета осадка от синего до зеленовато-голубого, характерного для солей гидроксомеди:



К гидроксиду меди II добавили сульфат меди II и получили сульфат гидроксомеди II.

Другие способы получения основных солей:



3. К полученному осадку при перемешивании добавил 7 капель раствора H_2SO_4 (серной кислоты). Наблюдали растворение осадка:



К сульфату гидроксомеди II добавили серную кислоту и получили сульфат меди II и воду.

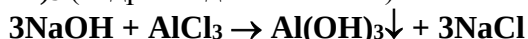
Для получения основной соли из нормальной следует осуществить реакцию соединения нормальной соли с основанием, а для обратного перехода необходимо нейтрализовать гидроксильные ионы, входящие в состав основной соли, т.е. добавить кислоту.

Вопросы и задания

1. Напишите цепочку превращений, осуществляемых в ходе проведения опыта.
2. В соответствии с цепочкой превращений напишите уравнения всех проведенных реакций.
3. Укажите условия проведения и опишите наблюдаемые эффекты для всех реакций.
4. С соединениями каких классов может реагировать полученные продукты реакций?

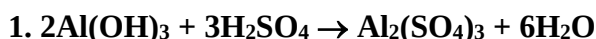
Опыт № 4. Получение и свойства амфотерного гидроксида

1. В две пробирки внесли по 2 капли раствора NaOH (гидроксида натрия), после чего добавили в каждую по 5 капель AlCl_3 (хлорида алюминия). Наблюдали образование студенистого белого осадка $\text{Al}(\text{OH})_3$ (гидроксида алюминия):



К гидроксиду натрия добавляем хлорид алюминия и получаем гидроксид алюминия и хлорид натрия.

2. К полученному раствору добавили 10 капель H_2SO_4 (серной кислоты) в одну пробирку и 10 капель NaOH (гидроксида натрия) в другую. Наблюдали полное растворение осадков.



К гидроксиду алюминия прибавляем серную кислоту и получаем сульфат алюминия и воду.

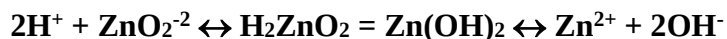


К гидроксиду алюминия или алюминиевой кислоте добавляем гидроксид натрия и получаем ортоалюминат натрия и воду.

Мы показали, что гидроксид алюминия растворяется как в щёлочи, так и в кислоте, т.е. ведёт себя как типичное амфотерное основание.

Амфотерность объясняется тем, что гидроксид по-разному диссоциирует в зависимости от среды.

Например:



Вопросы и задания

1. Напишите цепочку превращений, осуществляемых в ходе проведения опыта
2. Запишите уравнения всех проведенных реакций.
3. Опишите наблюдаемое.
4. Изобразите схему связи классов неорганических соединений, включив в нее амфотерные соединения.

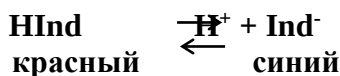
Опыт № 5. Применение индикатора для определения характера среды

Индикаторы – вещества, которые служат для качественного определения кислотности среды (обычно это слабые органические кислоты, окраска которых отличается от окраски ионов, на которые они диссоциируют).

Определение кислотности среды с помощью индикаторов основано на том, что окраска индикатора отличается от окраски его ионов; и если индикатор поместить в щелочную среду, то появившиеся отрицательно заряженные ионы OH^- будут соединяться с

положительными ионами индикатора, смещая равновесие в сторону одного цвета, а если поместить индикатор в кислую среду, то появившиеся положительно заряженные ионы H^+ будут соединяться с отрицательными ионами индикатора, смещая равновесие в сторону другого цвета.

Например:



Доливаем кислоты и равновесие смещается к красному цвету, а если долить щёлочи – то к синему.

Индикаторы	Окраска в различных средах		
	нейтральная	кислая	щелочная
Лакмус	фиолетовый	красный	синий
Фенолфталеин	бесцветный	бесцветный	розовый (бордовый)
Метилоранж	оранжевый	бесцветный	жёлтый

Основные результаты:

Мною были изучены свойства ...

На опыте были получены ..., а также осуществлены переводы ...

Выводы: На опыте были изучены способы получения и свойства различных классов неорганических соединений.

В ходе исследований убедились в «двойственных» свойствах амфотерных гидроксидов, научились пользоваться индикаторами, освоили различные способы получения солей.

Лабораторная работа № 6 «КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ»

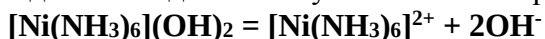
Цель работы: изучить основные способы образования комплексных соединений, основные типы реакций, характерные для данного класса соединений (внутрисферные, внешнесферные), сравнить устойчивость комплексных соединений, закрепить навыки обращения с химическими реактивами и приборами.

Ход работы:

Теоретическая часть

Комплексными называют соединения, имеющие в узлах кристаллической решетки агрегаты атомов (комплексы), способные к самостоятельному существованию в растворе и обладающие свойствами, отличными от свойств составляющих их частиц (атомов, ионов или молекул).

Комплекс, т.е. центральный атом с окружающим его лигандами, называют **внутренней сферой комплексного соединения**. **Заряд внутренней сферы определяется алгебраической суммой зарядов центрального атома и координированных с ним лигандов**. Для компенсации заряда внутренней сферы формируется внешняя сфера. Ее составляют ионы, непосредственно не связанные с центральным атомом, и потому диссоциация комплексного соединения идет по типу сильных электролитов:



Химические реакции с участием комплексных соединений разделяют на два типа:

1) **внешнесферные** – при их протекании комплексная частица остается неизменной (реакции обмена);

2) **внутрисферные** – при их протекании происходят изменения в степени окисления центрального атома, в строении лигандов или изменении в координационной сфере (уменьшение или увеличение координационного числа).

Координационным числом (КЧ) называется число атомов, непосредственно связанных с центральным атомом. **КЧ определяется:** природой центрального атома и лигандов, а также соответствует наиболее симметричной геометрической конфигурации: **2 (линейная), 4 (тетраэдрическая или квадратная) и 6 (октаэдрическая конфигурация).**

I. Получение комплексных соединений

1.1. Получение и исследование комплексного соединения сульфата тетрааминмеди (II)

Поместить в две пробирки по 2 мл 1 н. раствора CuSO_4 и добавить в одну 0,5 мл BaCl_2 , в другую – кусочек гранулированного олова. В первом случае выпадает осадок, во втором – наблюдается образование красноватого налета меди на поверхности олова. Объяснить оба опыта.

Получить комплексное соединение меди, для чего поместить в пробирку 4 мл раствора CuSO_4 и по каплям добавлять 25%-ный раствор аммиака до образования комплексного сульфата тетрааминмеди (II). Полученный раствор разделить на две пробирки и провести те же два опыта, которые были проделаны с раствором CuSO_4 . Объяснить результаты, написать уравнение всех проведенных реакции. Есть ли различие в поведении CuSO_4 и комплексной соли по отношению к каждому добавленному реактиву? Написать координационную формулу комплекса и уравнение электролитической диссоциации.

1.2. Изучение образования катионных аквакомплексов и анионных гидроксо-комплексов хрома (III) и цинка (II).

Получить гидроксид хрома (III) и гидроксид цинка (II) и исследовать их кислотно-основные свойства с помощью растворов кислот и щелочей. Объяснить наблюдаемые явления, назвать образующиеся вещества.

1.3. Изучение образования аминоккомплексов Zn (II) и Ag (I).

К растворам солей Zn(II) и Ag(I) добавить по каплям раствор аммиака. Объяснить образование осадков и их растворение в избытке аммиака. Сравнить отношение полученных растворов и растворов солей Zn (II) и Ag (I) к действию щелочи. Дать объяснение.

II. Химические реакции с участием комплексных соединений

2.1. Внешнесферные реакции комплексных соединений

а) В пробирку к 2 мл раствора CuSO_4 добавить такой же объем раствора комплексной соли $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Отметить цвет образовавшегося осадка гексацианоферрата меди. Написать молекулярное и ионное уравнение реакции.

б) Приготовить раствор тетрароданомеркурата аммония. Для этого в пробирку внести 2 мл раствора $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ и добавить насыщенный раствор роданида аммония до полного растворения, выпавшего вначале осадка роданида ртути.

в) В другую пробирку внести 2 мл раствора $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$ и добавить такой же объем полученного раствора тетрароданомеркурата аммония. Для ускорения образования осадка слегка встряхивать пробирку. Отметить цвет образующегося осадка тетрароданомеркурата кобальта.

2.2. Внутрисферные (окислительно-восстановительные) реакции комплексных соединений

2.2.1. Реакция восстановления

В пробирку внести 2 мл 0,1 н раствора HCl . Добавить один микрошпатель кристаллов комплексной соли железа $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ и перемешать раствор. Отметить изменение цвета раствора, и с помощью йодкрахмальной бумажки убедиться в выделении свободного йода. Написать уравнения реакций восстановления $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ до $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.

2.2.2. Реакция окисления

Поместить в пробирку 1 мл раствора перманганата калия, подкислить 2 н серной кислотой и добавить по каплям раствор гексацианоферрата (II) калия до обесцвечивания раствора. Написать уравнение реакции, учитывая, что комплекс железа (II) переходит в комплекс железа (III) с тем же координационным числом.

III. Сравнение устойчивости комплексных соединений

3.1. Сравнительная устойчивость роданидного комплекса кобальта в воде и в спирте

Получить в пробирке тетрароданокобальтат (II) аммония $(\text{NH}_4)_2[\text{Co}(\text{SCN})_4]$, добавляя к 2 мл насыщенного раствора хлорида кобальта (II) равный объем насыщенного раствора роданида аммония. Появление ярко-синей окраски раствора указывает на образование комплексного соединения. Разделить раствор на две пробирки. В одну из них добавить амиловый спирт, а в другую – 1 мл воды. Как изменится окраска в каждой пробирке?

Написать уравнения реакций: образования комплексного соединения, его диссоциации и диссоциации комплексного иона. В воде или спирте диссоциация комплексного иона протекает полнее? Чем это объясняется?

3.2. Получение комплексов и сравнение их устойчивости

В двух пробирках получить роданидный и фторидный комплексы железа (III). К растворам полученных комплексов и раствору гексацианоферрата (III) калия прилить по каплям раствор гидроксида натрия. Отдельно к раствору роданидного комплекса железа (III) прилить раствор фторида натрия. Объяснить наблюдаемое. Сделать вывод об устойчивости различных комплексов железа (III). Подтвердить ваши выводы справочными данными о константах нестойкости изученных комплексов.

3.3. Растворение осадков за счет комплексообразования и разрушение комплекса

Осадок гидроксида меди (II), полученный по обменной реакции, обработать концентрированным раствором аммиака. К полученному раствору прилить раствор сульфида натрия. Объяснить наблюдаемое.

Написать уравнения всех проведенных реакций в ионном и молекулярном виде.

Контрольные вопросы

1. Как зависит координационное число от заряда центрального иона, от радиуса центрального иона, от заряда лиганда?
2. Какие комплексные соединения называются хелатными, кластерными?
3. Что такое низкоспиновые, высокоспиновые комплексы?

Лабораторная работа № 7 «РАСТВОРЫ»

I. ПРИГОТОВЛЕНИЕ РАСТВОРОВ ЗАДАННОЙ КОНЦЕНТРАЦИИ

Раствор – это многокомпонентная гомогенная система, в которой одно вещество распределено в среде другого или других веществ. Чаще всего приходится работать с жидкими растворами. Компоненты жидкого раствора подразделяют на растворитель и растворенное вещество. Это деление условно. Если твердое вещество растворено в жидкости, то растворителем считают жидкость. При образовании раствора из двух жидкостей растворителем часто считают ту из них, которой взято больше.

Отношение количества растворенного вещества к массе (или объему) раствора (или растворителя) называют концентрацией раствора. Широко используют способы выражения концентрации раствора:

1. **Процентное содержание (массовые проценты)** – число массовых частей растворенного вещества в 100 массовых частях раствора.
2. **Титр** – число граммов растворенного вещества в 1 мл раствора.
3. **Молярность** – число молей растворенного вещества в 1 л раствора. Молярность обозначают буквой М: 0,1 М – децимолярный раствор, 0,01 М – сантимольный, 0,001 М – миллимольный.
4. **Нормальность** – число эквивалентов растворенного вещества в 1 л раствора. Нормальность обозначают символом н.; 2н.; 0,5н. и т.п. (в расчетных формулах нормальность принято обозначать буквой N).
5. **Моляльность** – число молей растворенного вещества в 1000 г растворителя. Ее обозначают буквой m.
6. **Мольная доля x_i** – отношение числа молей i-го компонента раствора к общему числу молей n вещества в растворе:

$$x_i = \frac{n_i}{n_1 + n_2 + \dots}$$

7. **Мольное отношение** – отношение числа молей растворенного вещества к числу молей растворителя.

Приготовить раствор приблизительно заданной концентрации и определить ее можно по значению плотности раствора, которая изменяется в зависимости от концентрации растворенного вещества. Для нахождения плотности жидкости применяют ареометры (денсиметры и пикнометры).

Ареометр представляет собой стеклянный поплавок со шкалой плотности. Изучаемую жидкость наливают в стеклянный цилиндр примерно на 3/4 его объема, и осторожно погружают ареометр в жидкость, следя за тем, чтобы он в этой жидкости плавал. Если шкала ареометра находится выше или ниже уровня жидкости в цилиндре, то следует взять ареометр с другими пределами измерения плотности. То значение на шкале ареометра, до которого он погружается в жидкость, и будет отвечать ее плотности. После определения плотности жидкости ареометр промывают водой и убирают в коробку с набором ареометров.

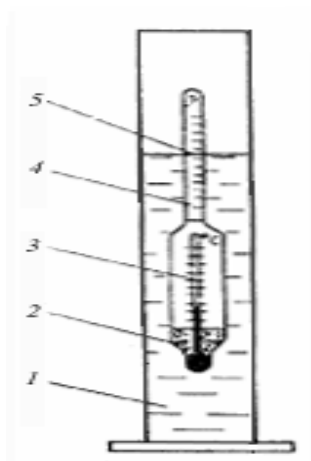


Рис.2. Определение плотности жидкости ареометром (денсиметром):

- 1 - цилиндр с изучаемой жидкостью; 2 - балласт;
- 3 - шкала встроенного термометра (часто ареометры бывают без термометра);
- 4 - шкала плотности (или концентрации);
- 5 - уровень жидкости и деление шкалы, соответствующее ее плотности.

Определив плотность раствора ареометром, по табличным значениям находят процентную концентрацию раствора. Очень часто случается, что плотность раствора по ареометру не отвечает значениям, приведенным в таблице, а находится где-то вблизи. В этом случае процентную концентрацию определяют интерполяцией. Например, при определении плотности раствора поваренной соли ареометр показал значение $\rho = 1,138$, а в таблице имеются значения:

ρ	%
1,132	18
1,140	19

Предполагая, что в этом интервале концентраций плотность изменяется линейно, находим, какому изменению плотности отвечает изменение плотности на величину 0,001:

$$1,140 - 1,132 = 0,008; \quad 1,140 - 1,138 = 0,002;$$

$$19\% - 18\% = 1\%; \quad 0,002 \cdot 125 = 0,25;$$

$$1\% / 0,008 = 125; \quad 19 - 0,25 = 18,75\%.$$

Таким образом, значению плотности 1,138 отвечает концентрация соли 18,75%.

Экспериментальная часть

Опыт № 1. Приготовление раствора заданной молярной концентрации

Рассчитайте, сколько граммов указанного преподавателем вещества следует взять для приготовления 50 мл 0,1 М раствора, и отвесьте. В мерную колбу вставьте воронку и перенесите в нее соль. Небольшим количеством дистиллированной воды из промывалки смойте соль со стекла в воронку и промойте воронку, наполнив колбу на 2/3 объема водой. Перемешайте содержимое круговыми движениями колбы до полного растворения кристаллов. Долейте в колбу воды до метки по нижнему краю мениска (последние порции воды вливайте по каплям). Закрыв колбу пробкой, перемешайте раствор, переворачивая несколько раз колбу вверх дном.

Подсчитайте точно (сколько значащих чисел?) концентрацию раствора. Пересчитайте в значение процентной концентрации. Укажите те операции, которые вносят наибольшую погрешность в значение концентрации.

Как проверить, что Вы приготовили раствор требуемой концентрации? Можно ли точно приготовить точно 0,1000 М раствор?

Опыт № 2. Приготовление приблизительно 0,1 М раствора соляной кислоты

В узкий цилиндр поместите ареометр (со шкалой 1,00-1,20) так, чтобы он мог свободно перемещаться по цилиндру. По стеклянной палочке, стараясь не намочить верхнюю часть ареометра, наливайте в цилиндр концентрированную соляную кислоту до тех пор, пока ареометр не всплывет. Определите плотность соляной кислоты. Пользуясь справочными таблицами, найдите процентное содержание кислоты, отвечающее найденной плотности раствора. На основании полученных данных рассчитайте объем (в мл) исходной кислоты, который следует взять для приготовления 50 мл 0,1 М раствора соляной кислоты.

С помощью маленького цилиндра (под тягой) отмерьте рассчитанное количество концентрированной соляной кислоты, перелейте ее в мерную колбу на 50 мл и долейте дистиллированной водой до метки. Тщательно перемешайте раствор. Определите концентрацию кислоты в этом растворе ареометром.

В лабораторном журнале записывают форму протокола опыта, в которую в ходе работы вносят получаемые данные:

Объем заданного раствора –

Концентрация заданного раствора –

Плотность исходного раствора –

Концентрация исходного раствора –

Плотность приготовленного раствора (рассчитанная) –

Для приготовления заданного раствора взято:

исходного раствора –

воды –

Плотность приготовленного раствора (измеренная) –

II. ОПРЕДЕЛЕНИЕ КОНЦЕНТРАЦИИ РАСТВОРОВ ТИТРОВАНИЕМ

Пользуясь методикой, описанной в предыдущем эксперименте, нельзя определить концентрацию раствора с высокой точностью. Точность определения концентрации по плотности, измеряемой ареометром, низка вследствие малой чувствительности этого прибора (обычно ареометр позволяет измерить плотность с точностью $\pm 0,001$ г/см³). Относительная погрешность в определении концентрации по плотности приблизительно пропорциональна $1/C$, т.е. для разбавленных растворов погрешность становится большой. Кроме того, зависимость плотности от концентрации для многих растворов неизвестна. Определить концентрацию по плотности нельзя также для растворов, содержащих несколько растворенных веществ.

Для точного определения концентрации растворов широко используется метод, основанный на титровании. **Титрование** представляет собой постепенное приливание раствора известной концентрации (стандартного раствора) к анализируемому раствору неизвестной концентрации, но точно заданного объема. Приливание стандартного раствора производится при помощи бюретки и закачивается в момент, когда количество вещества стандартного раствора, определяемого объемом израсходованного раствора и его концентрацией, полностью прореагирует в соответствии с известным уравнением реакции с веществом анализируемого раствора. Этот момент окончания титрования называется **точкой эквивалентности**. При этом количества вещества стандартного и анализируемого растворов становятся эквивалентными.

Конец титрования устанавливается визуально или по изменению цвета раствора в связи с образованием или израсходованием какого-либо окрашенного вещества (перманганат калия, дихромат калия, йод и др.) или с помощью индикатора, изменяющего свой цвет в присутствии (или в отсутствие) какого-либо из веществ, участвующих в титровании. Часто используются и другие физико-химические приемы установления точки эквивалентности.

В предлагаемой экспериментальной работе изучается метод кислотно-основного титрования, позволяющий определять концентрацию кислоты или основания с помощью раствора соответственно основания или кислоты известной концентрации. Если имеют дело с сильными одноосновной кислотой и однокислотным основанием, то реакция сводится к процессу нейтрализации, описываемому уравнением $H^+ + OH^- = H_2O$. В этом объеме растворов реагирующих веществ обратно пропорциональны молярным концентрациям ионов водорода и гидроксида, или, что то же самое, молярным концентрациям кислоты и основания.

$$V_{\text{кисл}} \cdot C_{\text{кисл}} = V_{\text{осн}} \cdot C_{\text{осн}} \quad (1)$$

Если кислота не одноосновная, а, например, двухосновная, как серная, то в этом случае концентрации **моль/л** будет соответствовать удвоенная концентрация водорода и на титрование пойдет в два раза меньшее количество серной кислоты. В общем случае:

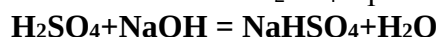
$$V_{\text{кисл}} \cdot C_{\text{кисл}} / n_{\text{кисл}} = V_{\text{осн}} \cdot C_{\text{осн}} / n_{\text{осн}} \quad (2)$$

где n - число ионов водорода или гидроксида, на которое диссоциируют кислота или основание. При таком рассмотрении массовых количеств кислоты и основания, участвующих в титровании в процессе взаимной нейтрализации, понятие эквивалента можно распространить и на сложные соединения - кислоты и основания (и даже на соли).

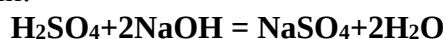
Эквивалентом называется некая реальная или условная частица, которая может присоединять или выделять один ион водорода в кислотно-основных реакциях (или один электрон в окислительно-восстановительных реакциях).

Единица количества эквивалента – моль. Масса 1 моль эквивалентов — это мольная масса эквивалента.

При использовании термина «эквивалент» следует указывать реакцию, к которой он относится. Например, мольная масса эквивалента H_2SO_4 в реакции:



составляет 98 г, а в реакции:



она равна массе $1/2$ моль H_2SO_4 , т. е. $98/2 = 49$ г.

Отношение эквивалентного количества растворенного вещества к объему раствора есть эквивалентная концентрации, она измеряется в моль/л. Величину, численно равную эквивалентной концентрации, принято называть нормальностью раствора. В расчетных формулах нормальность обычно обозначают символом « N », а значение ее указывают числом, равным эквивалентной концентрации (в моль/л), с последующей буквой « N » или словом «**нормальный**».

Растворы одинаковой нормальности реагируют в равных объемах, так как одинаковые объемы содержат равное число молей эквивалентов растворенного вещества. Из этого положения следует, что, если для нейтрализации растворов основания объемом V_1 требуется раствор кислоты объемом V_2 , в момент нейтрализации справедливо соотношение:

$$N_1 V_1 = N_2 V_2,$$

где N_1 и N_2 – нормальность растворов кислоты и основания соответственно.

Это соотношение лежит в основе количественных расчетов по результатам титриметрического анализа.

Экспериментальная часть

Опыт № 3. Приготовьте 100 мл (50 мл) приблизительно 0,1 м раствора NaOH (KOH).

Рассчитайте, сколько г гидроксида потребуется для приготовления такого раствора. Кристаллический гидроксид натрия перенесите шпателем (крайне осторожно) в предварительно взвешенную фарфоровую чашку (бюкс, стаканчик).

Взвешивание можно проводить на технических весах (погрешность до десятых долей г). Налейте в чашку дистиллированной воды в количестве около половины объема приготавливаемого раствора. Перелейте раствор в мерную колбу. Ополосните чашку 2—3 раза водой, соединяя ее с раствором. Добавьте воды до 100 мл (50 мл) и размешайте раствор. Далее точно определите титрованием концентрацию приготовленного раствора гидроксида.

Точно определить концентрацию раствора **NaOH** можно титрованием раствором соляной кислоты точно известной концентрации. Для этого необходимо налить кислоту в бюретку, а раствор – в колбу. Это вызвано тем, что отмыть от щелочи бюретки (особенно если она с краном) труднее, чем от кислоты. Однако нужно помнить, что щелочь в колбе, особенно при перемешивании, может поглотить значительное количество углекислого газа.

Небольшим количеством раствора соляной кислоты 1-2 раза сполосните бюретку для удаления капель воды с ее стенок. Укрепите бюретку в штативе. Заполните бюретку раствором кислоты через воронку до положения нижнего края мениска раствора немного ниже нулевой отметки и запишите начальное значение объема раствора в бюретке.

Промойте дистиллированной водой три конические колбочки. Налейте в них пипеткой по 10 мл (5 мл) анализируемого раствора щелочи. Не забудьте предварительно промыть пипетку дистиллированной водой, тщательно просушить или ополоснуть 1-2 раза тем же раствором щелочи.

В каждую колбочку с раствором щелочи внесите по 2-3 капли индикатора - фенолфталеина, который в щелочной среде окрашивается в красно-малиновый цвет. Под бюреткой на белый лист бумаги поставьте коническую колбочку с раствором щелочи так, чтобы носик бюретки входил внутрь колбы, а кран, зажим или шарик в резиновом шланге находились немного выше горла колбы. Запишите (с точностью до 0,2 мл) положение уровня раствора в бюретке и начинайте приливать кислоту к раствору, непрерывно его перемешивая в колбе.

Так как растворы щелочи и кислоты имеют примерно одинаковую концентрацию, половину ожидаемого объема раствора кислоты можно прилить сразу. При появлении в растворе бесцветных «облаков» скорость подачи кислоты надо замедлить. Титровать следует до того момента (15-30 с), когда добавление одной капли кислоты вызывает устойчивое обесцвечивание раствора - в нейтральной и кислой средах фенолфталеин бесцветен. Запишите с точностью до 0,02 мл положение уровня раствора в бюретке.

Повторите титрование три раза. Объемы израсходованной кислоты не должны отличаться более чем на 0,2 мл. Если первое титрование сильно отличается от двух последующих, проведите еще одно.

Выведите соотношение (формулу) между объемами растворов, потребовавшихся на титрование, и их молярными концентрациями. Выразите соотношение словами. Вычислите средний объем кислоты известной концентрации и концентрацию раствора щелочи, объем которого также известен. Рассчитайте титр раствора (г/мл). Раствор сохраните.

Опыт № 4. Приготовьте 0,1 М (точно) раствор серной кислоты

Рассчитайте, какое количество концентрированной кислоты (96%, плотность 1,84 г/см³) надо взять для приготовления 100 мл (50 мл) 0,1 М раствора серной кислоты. В чистую мерную колбу на 100 мл (50 мл) налейте наполовину дистиллированной воды и затем медленно влейте отмеренный цилиндром вычисленный объем концентрированной серной кислоты. После этого в колбочку долейте воды до метки, перемешайте и оттитруйте раствор раствором гидроксида натрия.

Каково соотношение между концентрациями и объемами растворов? Выразите концентрацию раствора серной кислоты в молярных эквивалентах серной кислоты. Какова нормальная концентрация серной кислоты? Выведите соотношение между нормальными концентрациями растворов кислоты и основания и их объемами, потребовавшимися на титрование. Получите формулу, связывающую объемы V растворов и их нормальные концентрации. Выразите формулу словами. Данные опыта запишите в лабораторный журнал по следующей форме.

Формула для расчета титрования растворов:

$$T_{\text{к-ты}} = \frac{Э_{\text{к-ты}} \cdot T_{\text{щ}} \cdot V_{\text{щ}}}{Э_{\text{щ}} \cdot V_{\text{к-ты}}},$$

где $Э_{\text{к-ты}}$, $Э_{\text{щ}}$ – молярная масса эквивалента кислоты и щелочи соответственно; $V_{\text{к-ты}}$, $V_{\text{щ}}$ – объемы кислоты и щелочи, $T_{\text{щ}}$, $T_{\text{к-ты}}$ – титры.

Данные опыта запишите в лабораторный журнал по следующей форме.

Запись результатов

Анализируемый р-р	Объем анализи- рованного р-ра, мл	Объем израсходованного раствора, мл			
		I	II	III	сред- нее

Контрольные вопросы

1. Что называется концентрацией раствора?
2. Каковы способы выражения концентрации?
3. Сформулируйте определения эквивалентной и мольной массы эквивалента.
4. Каков смысл использования нормальной концентрации?

Лабораторная работа № 8 «ОПРЕДЕЛЕНИЕ ТЕПЛОВОГО ЭФФЕКТА ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ»

Цель работы: Определение тепловых эффектов химических реакций.

Теория:

Вычисление теплоты, выделяющейся или поглощающейся в результате протекающего в калориметре процесса: $q = mC (t_2 - t_1)$, где C - удельная теплоёмкость содержимого калориметра. Из значения q - теплоты, выделяющейся или поглощающейся при образовании n граммов вещества с молекулярной массой μ - можно определить тепловой эффект этой реакции по формуле:

$$Q = \frac{\mu \cdot q}{n}.$$

Ход работы:

Опыт №1. Определение теплового эффекта реакции нейтрализации одноосновной кислоты однокислотным основанием

Во внутренний стакан калориметра внести 25 мл 1М раствора соляной кислоты (HCl). Измерить температуру этого раствора: $t_1=20,5$ °C. Не вынимая термометр из калориметра, быстро добавить к раствору соляной кислоты 25 мл 1М раствора щёлочи – NaOH и размешать содержимое калориметра мешалкой. Когда температура на термометре перестанет расти, отметить её максимальное значение: $t_2=26$ °C. определить тепловой эффект этой реакции:

$$q = mC \cdot (t_2 - t_1) = (m_k + m_{щ}) \cdot C \cdot (26^\circ \text{C} - 20,5^\circ \text{C}) = (V_k d_k + V_{щ} d_{щ}) \cdot C \cdot (5,5^\circ \text{C})$$

$$C = 4,19 \frac{\text{Дж}}{\text{г} \cdot \text{град}}.$$

Теплоёмкость раствора принимаем равной теплоёмкости воды, т.е.

Поскольку растворы кислоты и щёлочи разбавленные, их плотность d можно при-

нять равной плотности воды, т.е.

$$d_k = d_{щ} = 1 \frac{\text{г}}{\text{см}^3}.$$

Найденное количество теплоты q отности к одному молю по формуле $Q = \frac{\mu \cdot q}{n}$, в

которой $\mu = V_k M_k$, где M_k - молярная концентрация раствора кислоты.

Опыт №2. Определение теплового эффекта растворения соли в воде

Во внутренний стакан калориметра налить 10 0мл воды. Поместить пробирку с солью KNO_3 ($m_1=5$ г) в калориметр с водой так, чтобы часть пробирки была погружена в воду. Помешивая воду около пяти минут добиться выравнивания температур соли и воды, после чего измерить температуру воды: $t_1=20$ °С. Извлечь пробирку из калориметра и быстро высыпать соль в воду, после чего перемешать содержимое до полного растворения соли, а затем отметить наименьшее значение температуры в калориметре.

Рассчитать количество теплоты:

$$q = (m_1 + m_{\text{воды}}) \cdot C \cdot (t^{\circ}\text{C} - 20^{\circ}\text{C}) \text{ Дж.}$$

$$Q = \frac{q \cdot \mu(\text{KNO}_3)}{m_1}$$

Опыт №3. Определение теплового эффекта растворения кислоты в воде

Отмерить мензуркой 5 мл концентрированной серной кислоты H_2SO_4 ($D_K=1,84\text{г/см}^3$) и вылить её в пробирку. Поместить пробирку во внутренний стакан калориметра, в который предварительно налить 100 мл воды. Пробирку с кислотой выдержать в воде около пяти минут для того, чтобы выровнять температуру кислоты и воды. Измерить температуру в калориметре: $t_1=20^{\circ}\text{C}$. Извлечь пробирку из калориметра и быстро вылить кислоту в воду. Определить максимальную температуру в калориметре.

$$q = (m_K + m_{\text{воды}}) \cdot C \cdot (t^{\circ}\text{C} - 20^{\circ}\text{C})$$

$$Q = \frac{q \cdot \mu(\text{H}_2\text{SO}_4)}{m_K}$$

Основные результаты: Опытным путем были определены тепловые эффекты вышеприведённых химических реакций.

Выводы: Экспериментально научились определять тепловые эффекты химических реакций

Лабораторная работа №9: «ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ»

Цель работы: Изучение основных закономерностей окислительно-восстановительных процессов.

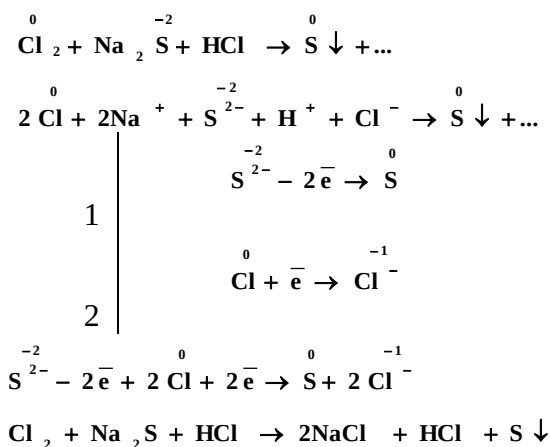
Ход работы:

1. Важнейшие окислители

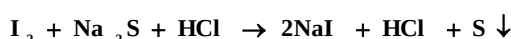
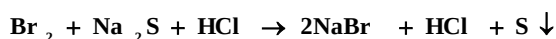
Окислительные свойства галогенов

Опыт №1. Взаимодействие хлора с сульфидом натрия

К 6 каплям хлорной воды добавить 4 капли раствора сульфида натрия и 2 капли разбавленной соляной кислоты. Отметить наблюдаемые явления (помутнение раствора).



Аналогично:

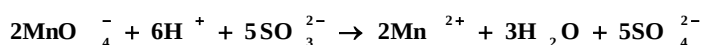
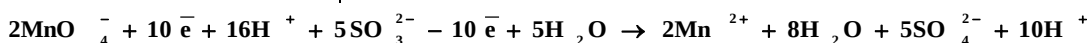
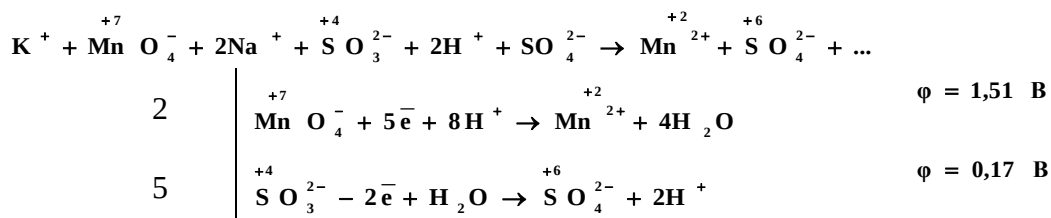


Окислительные свойства соединений, содержащих элементы в высших степенях окисления

Опыт №2. Взаимодействие перманганата калия с сульфитом натрия в кислой, нейтральной и щелочной средах

В три пробирки внести по 3 капли раствора перманганата калия. В первую пробирку добавить 2 капли 2н. раствора серной кислоты, во вторую – 2 капли воды, в третью – 2 капли раствора щёлочи (NaOH). Затем во все три пробирки добавил по одному микрошпателью кристаллического сульфита натрия. Отметить наблюдаемые явления

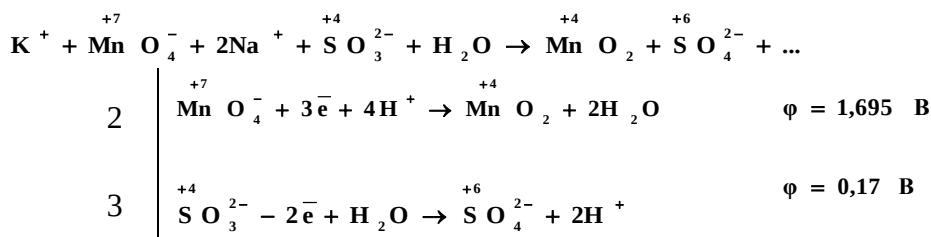
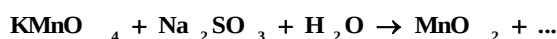
А) В первой пробирке – обесцвечивание раствора перманганата калия.



$$E = \varphi_{\text{восст.}} - \varphi_{\text{окисл.}} = 1,51 - 0,17 = 1,34 > 0 \Rightarrow \text{реакция идёт.}$$

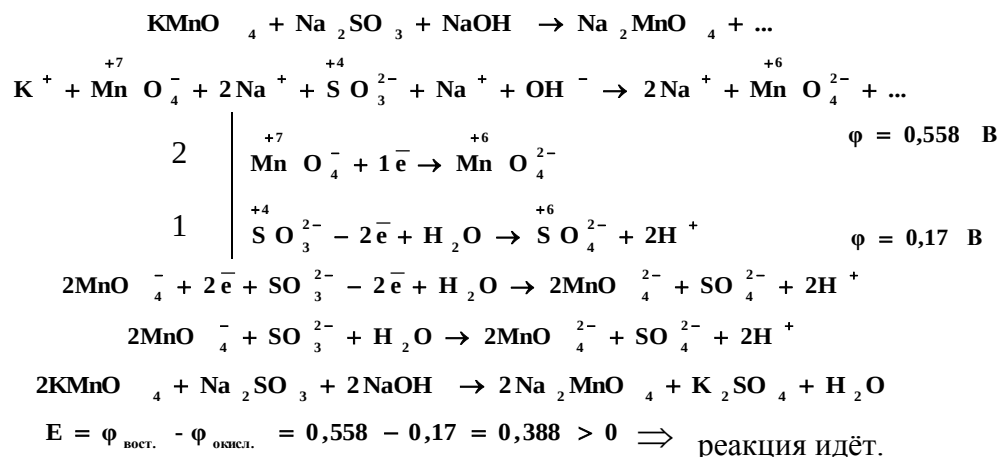
Раствор перманганата калия обесцвечивался вследствие его восстановления до соли двухвалентного марганца.

Б) Во второй пробирке – выделение бурого осадка.



Во второй пробирке происходило выделение бурого осадка диоксида марганца.

В) В третьей пробирке – изменение окраски раствора в зелёный цвет.



Цвет изменялся вследствие образования манганата натрия.

Восстановление перманганата калия существенно зависит от реакции среды:

В кислой среде он восстанавливается до солей двухвалентного марганца.

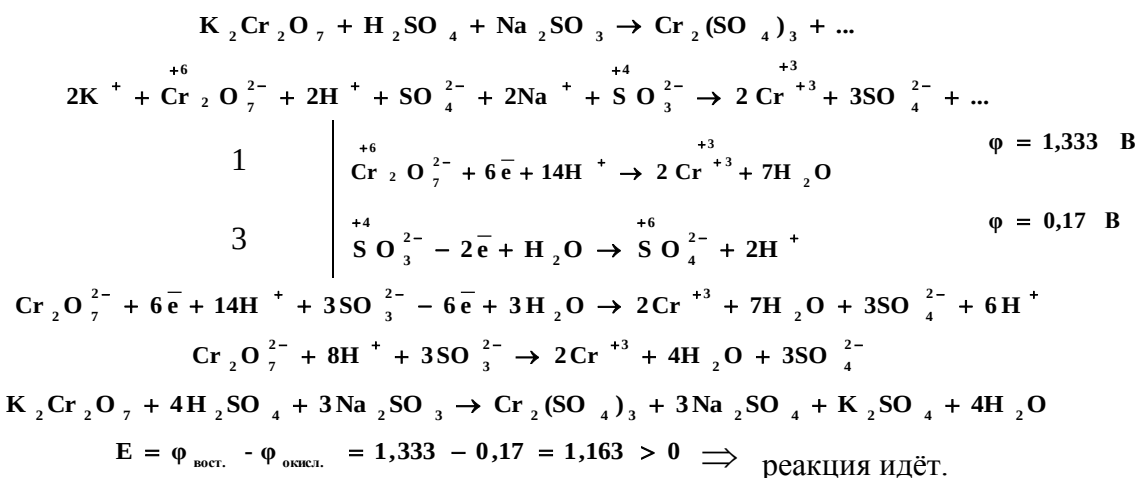
В нейтральной среде – до диоксида марганца.

В щелочной среде – до солей марганцевой кислоты.

В нейтральной среде наиболее сильно проявляются окислительные свойства перманганата, т.к. ΔE данной реакции – самое большое.

Опыт №3. Взаимодействие дихромата калия с сульфитом натрия

К 8 каплям хромовой смеси ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4$) добавить 3 капли сульфита натрия. Отметить наблюдаемые явления: изменение окраски оранжевого раствора дихромата калия в зелёный цвет.



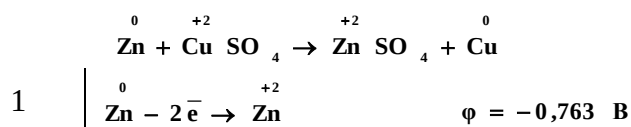
Окраска изменялась вследствие восстановления дихромата калия до солей трёхвалентного хрома.

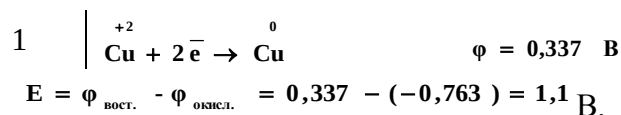
2. Важнейшие восстановители

Восстановительные свойства металлов

Опыт №4. Взаимодействие цинка с раствором сульфата меди

В пробирку с 12 каплями сульфата меди опустить кусочек цинка. Отметить наблюдаемые явления: выделение меди.

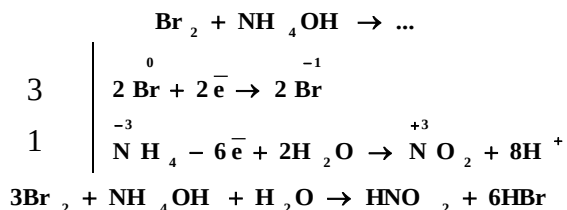




Восстановительные свойства соединений, содержащих элементы в низших степенях окисления

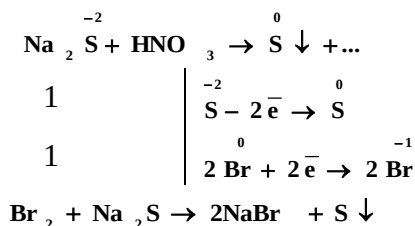
Опыт №5. Взаимодействие аммиака с бромом

В пробирку с 4 каплями бромной воды добавить 3 капли раствора аммиака. Отметить наблюдаемые явления: изменение окраски раствора с жёлтой на бесцветную.



Опыт №6. Взаимодействие сульфида натрия с азотной кислотой

Внести в пробирку 4 капли азотной кислоты (2 н.) и 3 капли сульфида натрия. Отметить наблюдаемые явления: помутнение раствора.

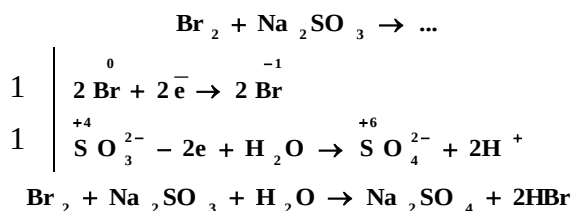


Помутнение раствора произошло вследствие выделения свободной серы.

Окислительно-восстановительная двойственность соединений, содержащих элементы в промежуточных степенях окисления

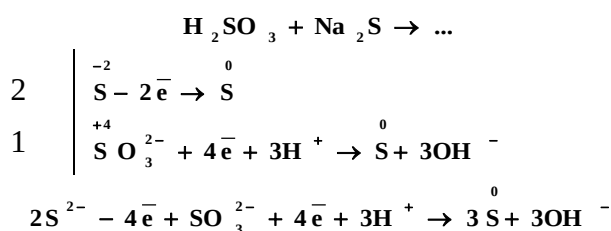
Опыт №7. Восстановительные свойства SO₂ и иона SO₃²⁻

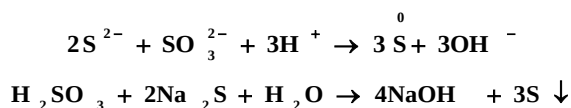
В пробирку с 6 каплями бромной воды добавить по каплям раствор сульфита натрия до полного обесцвечивания брома.



Опыт №8. Окислительные свойства SO₂ и иона H₂SO₃

К 6 каплям раствора сернистой кислоты добавить 6 капель раствора сульфида натрия. Отметить наблюдаемые явления: появление белого мутного осадка.

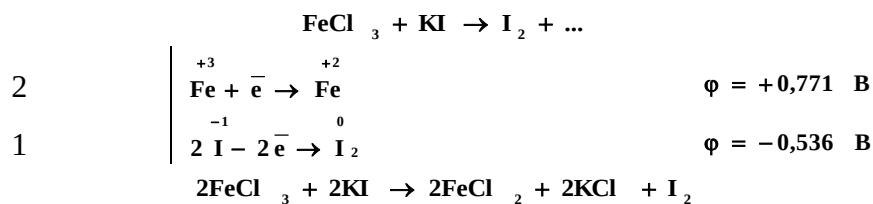




Направленность окислительно-восстановительных реакций

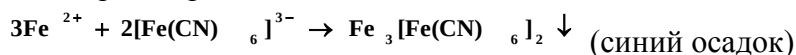
Опыт №9. Взаимодействие трихлорида железа с йодидом калия

К 5 каплям трихлорида железа добавить по каплям раствор йодида калия. Отметить наблюдаемые явления: выделение свободного йода. Для доказательства наличия в растворе ионов Fe^{2+} добавить в пробирку несколько капель раствора $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Отметить наблюдаемые явления: появление синего осадка.



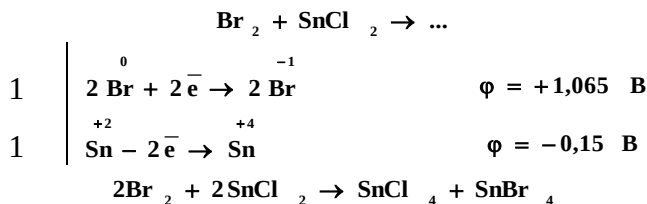
$$E = \varphi_{\text{восст.}} - \varphi_{\text{окисл.}} = 0,771 - (-0,536) = 1,307 \text{ В}$$

проверка наличия в растворе ионов Fe^{2+} :



Опыт №10. Взаимодействие дихлорида олова с бромом

К 4 каплям бромной воды добавить по каплям раствор дихлорида олова до полного обесцвечивания бромной воды.



$$E = \varphi_{\text{восст.}} - \varphi_{\text{окисл.}} = 1,065 - (-0,15) = 1,215 \text{ В}$$

Лабораторная работа № 10. «ИЗУЧЕНИЕ СКОРОСТИ ГОМОГЕННОЙ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ»

Цель работы: Экспериментальное определение скорости гомогенной химической реакции и изучения влияния на неё концентрации реагирующих веществ и температуры.

Теория:

Скорость химической реакции – это отношение изменения концентрации, или доли реагента, или продукта химической реакции к интервалу времени, в течении которого произошло это изменение.

Скорость химической реакции определяется (измеряется) изменением концентрации реагирующих веществ в единицу времени.

$$v = \frac{C_1 - C_2}{t_1 - t_2} = - \frac{\Delta C}{\Delta t},$$

где C_1 и C_2 - начальная (время t_1) и конечная (время t_2) концентрации реагирующего вещества.

Закон действующих масс: Скорость элементарной химической реакции при данной температуре прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих ве-

ществ в степенях с показателями, равными стехиометрическим коэффициентам в уравнении реакции.

Для реакции:



$$v = k[A]^m[B]^n,$$

где $[A]$ и $[B]$ - концентрации веществ A и B , k – константа скорости реакции.

При повышении температуры на 10°C скорость большинства химических реакций возрастает в 2-4 раза (правило Вант-Гоффа):

$$v_{t_2} = v_{t_1} \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}},$$

где v_{t_1} и v_{t_2} - скорости реакций, при начальной (t_1) и конечной (t_2) температуре. γ - коэффициент скорости реакции, показывающий, во сколько раз увеличится скорость реакции при повышении температуры реагирующих веществ на 10°C .

Ход работы:

В этой лабораторной работе скорость химической реакции изучается на примере взаимодействия между растворами $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (тиосульфата натрия) и H_2SO_4 (серной кислоты):



Скорость этой реакции можно определить по количеству серы, выделившейся в определённом объёме раствора за единицу времени:

$$v = \frac{C_s(t) - C_s(0)}{t},$$

где $C_s(0)$ - некая начальная концентрация серы (примем её равной 0).

Величину $C_s(t)$ мы фиксируем в момент визуального наблюдения помутнения раствора. Во всех опытах будет примерно одинаковая концентрация серы в этот момент. Поэтому скорость реакции с точностью до постоянного множителя определяется как величина, обратная времени, прошедшего после сливания растворов соли и кислоты до помутнения.

$$v = \frac{1}{t}, \text{ c}^{-1}$$

Опыт №1. Определение константы скорости химической реакции

При некой постоянной комнатной температуре проводим определение скорости реакции для трёх различных концентраций раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (тиосульфата натрия), концентрация серной кислоты постоянна.

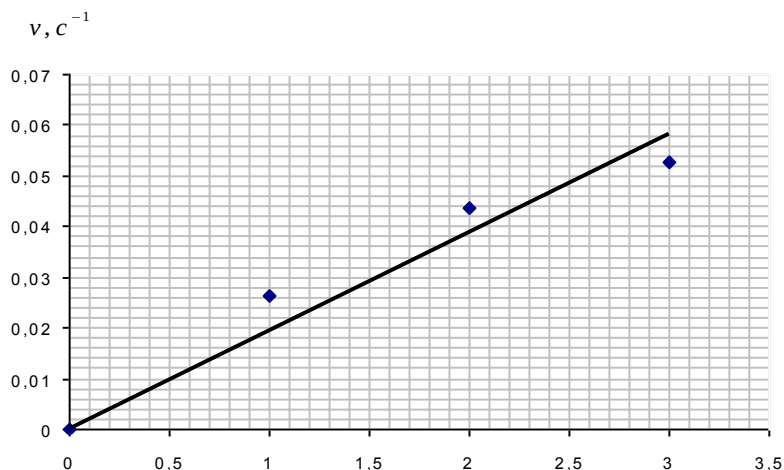
В первую пробирку наливаем 4 капли $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и 8 капель H_2O , во вторую – 8 капель $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и 4 капли H_2O и в третью – 12 капель $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$.

Добавляем в первую пробирку 1 каплю H_2SO_4 , через 38 секунд наблюдаем помутнение содержимого пробирки. Аналогично для второй и третьей - 22,89 и 19 секунд.

Если начальную концентрацию соли в первом случае обозначить через 1 у.е., то начальная концентрация соли во второй пробирке – 2 у.е., а в третьей – 3 у.е.

Зависимость $v(C)$, $t^0 = \text{const}$

№2. Влияние температуры на химической



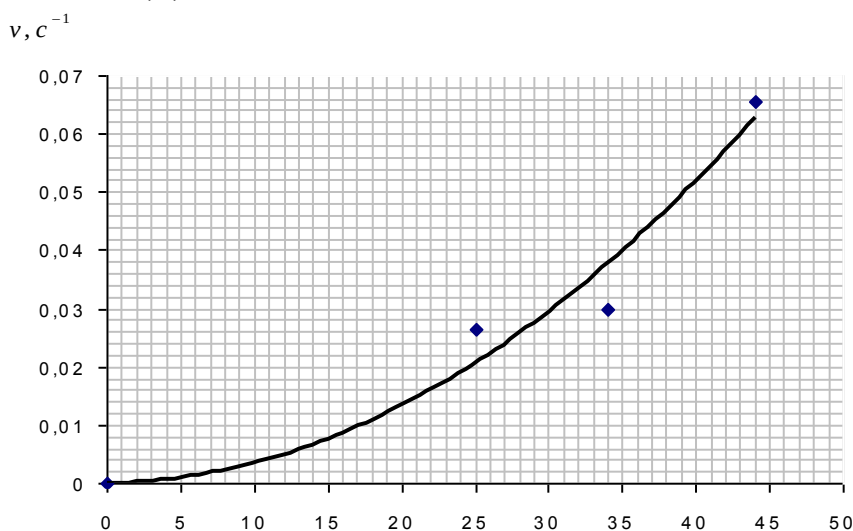
Опыт влияния температуры на скорость химической реакции

Наливаем в две пробирки по 4 капли $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и 8 капель H_2O (берём маленькую концентрацию, потому что с увеличением температуры скорость химической реакции растёт и можно просто не успеть измерить время её протекания).

Нагреваем пробирки и термометр в стакане с водой (метод водяной бани).

Нагрев пробирки до температуры 34°C добавляем 1 каплю серной кислоты в первую пробирку и измеряем время до помутнения ($\tau_1=33,59$ с). Затем нагреваем пробирки до 44°C и повторяем измерение ($\tau_2=15,24$ с).

Зависимость $v(C)$, $t^0=\text{const}$



$$v(t^0) \approx 0.00003 \cdot (t^0)^2 + 0.00004 \cdot t^0 \quad (\text{Получено с помощью Excel}) \quad t, ^\circ\text{C}$$

$$v_{t_2} = v_{t_1} \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}$$

Основные результаты: Опытным путем определили скорость гомогенной химической реакции и изучено влияния на неё концентрации реагирующих веществ и температуры.

Выводы: Установили, что скорость химической реакции существенно зависит от таких параметров, как концентрация и температура.

Перечень вопросов к экзамену

1. Основные понятия, определения и законы в химии. (Эквивалент, закон эквивалентов; основные газовые законы, химические уравнения).
2. Экспериментальные основания учения о строении атомов. Теория строения атома водорода Нильса Бора. Элементы волновой механики атомов.
3. Характеристика поведения электронов в атомах. Квантовые числа. Принцип Паули. Правило Гунда. Типы орбиталей и порядок заполнения электронных уровней (правила Клечковского).
4. Строение сложных атомов. Факторы, влияющие на энергию электронов в многоэлектронном атоме (заряд ядра, главное квантовое число.)
5. Периодический закон. Периодическая система элементов Д. И. Менделеева в свете учения о строении атома. Электронные аналоги. Кайносимметричные элементы.
6. Периодическое изменение свойств химических элементов, соединений. Радиусы атомов и ионов. Эффективный заряд атома. Вторичная периодичность. Энергия ионизации и сродство к электрону. Электроотрицательность элементов. Периодичность изменения степени окисления элементов.
7. Основные классы неорганических соединений. Оксиды. Кислоты. Основания. Соли. Комплексные соединения.
8. Обменные реакции в растворах электролитов. Гидролиз солей.
9. Водород. Водород в природе. Получение водорода.
10. Вода. Физические свойства воды. Пероксид водорода H_2O_2 .
11. Галогены. Галогены в природе. Физические свойства галогенов. Химические свойства галогенов.
12. Получение и применение галогенов. Соединения галогенов с водородом. Кислородсодержащие соединения галогенов.
13. Главная подгруппа шестой группы. Кислород. Воздух. Получение и свойства кислорода. Озон.
14. Главная подгруппа пятой группы. Азот. Свойства азота.
15. Элементы подгруппы фосфора. Фосфор и его свойства. Соединения фосфора с водородом и галогенами.
16. Главная подгруппа четвертой группы. Углерод. Аллотропия углерода. Химические свойства углерода. Диоксид углерода.
17. Кремний и его соединения. Свойства кремния. Соединения кремния с водородом и галогенами.
18. Первая группа периодической системы. Щелочные металлы. Щелочные металлы в природе.
19. Вторая группа периодической системы. Бериллий. Магний. Кальций Стронций. Барий.
20. Третья группа периодической системы. Бор. Алюминий. Галлий. Индий. Таллий.
21. Побочные подгруппы четвертой пятой шестой и седьмой групп. Подгруппа титана.
22. Восьмая группа периодической системы. Благородные газы.
23. Растворы. Общая характеристика. Способы выражения содержания растворенного вещества в растворе.
24. Основные положения теории электролитической диссоциации. Растворение. Сольватная теория растворов. Объяснение тепловых эффектов растворения.
25. Особенности растворов электролитов. Слабые электролиты. Константа и степень диссоциации. Кислоты, основания и соли в свете теории электролитической диссоциации, Расчет концентраций ионов H^+ и OH^- в водных растворах кислот и оснований.
26. Разбавленные растворы. Вода – слабый электролит. Водородный показатель pH.
27. Теория сильных электролитов. Активность ионов. Ионная сила раствора.
28. Основы термохимии. Первый закон термодинамики. Применение первого закона термодинамики к термодинамическим процессам. Внутренняя энергия и энтальпия. Энергия кристаллической решетки. Теплота растворения. Второй закон термодинамики. Энтропия.

29. Термохимия. Закон Гесса. Следствия из закона Гесса.
30. Химическая кинетика. Скорость реакции, влияние различных факторов на скорость химической реакции. Кинетическая классификация реакций.
31. Зависимость скорости реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа.

7.4. Методические материалы, определяющие процедуры оценивания знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности

Текущий и внутрисеместровый контроль, промежуточная аттестация учебных достижений студентов проводится путем балльно-рейтинговой системы. Общая оценка учебных достижений студента в семестре по учебному курсу определяется как сумма баллов, полученных студентом по различным формам текущего и промежуточного контроля в течение данного семестра. Итоговой формой отчетности является экзамен, поэтому балльная оценка распределяется на две составляющие: семестровую (текущий контроль по учебной дисциплине в течение семестра) – 50 баллов и экзаменационную – 50 баллов. 50 баллов семестрового контроля состоят из 40 баллов полученных на различных формах текущего контроля и 10 баллов, включающих различного рода бонусы (отсутствие пропусков занятий, активная работа в течение семестра).

Таблица 7.
Технологическая карта рейтинговых баллов по дисциплине

№ п/п	Контролируемые мероприятия	Количество мероприятий/баллы	Максимальное количество баллов	Срок предоставления
Основной блок (40 баллов)				
1	Отчет по лабораторным работам (полный ответ по вопросу):			
1.1.	«Основные понятия и законы химии»	1 балл	2 балла	По расписанию
1.2.	«Строение атома»	1,5 балла	3 балла	По расписанию
1.3.	«Периодический закон. Периодическая система»	1,5 балла	3 балла	По расписанию
1.4.	«Основные классы неорганических соединений»	1 балл	2баллов	По расписанию
1.5.	Общие свойства растворов. Способы выражения концентраций.	2 балл	2 балла	По расписанию
1.6.	«Основы химической термодинамики»	2 балл	2 балла	По расписанию
1.7.	Химическая кинетика и катализ.	1,5 балла	3 балла	По расписанию
2	Контрольные работы по темам:			
2.1.	«Основные понятия и законы химии. Строение атома»	2 балла	8 баллов	По расписанию
2.2.	«Периодический закон. Периодическая система. Основные классы неорганических соединений. Общие свойства растворов»	2 балла		По расписанию
2.3.	«Основы химической термодинамики».	2 балла		По расписанию
2.4.	«Химическая кинетика и катализ».	2 балла		По расписанию
3	Выполнение комплексной кон-	1 балл за 1 задание	15 баллов	В конце семестра

	трольной работы			
Промежуточный контроль			40 баллов	
Блок бонусов (10 баллов)				
4.1	Дополнение к ответам на семинарских занятиях (за одно занятие)	0,25 балла	3 балла	По расписанию
4.2	Активная работа студентов на занятиях	0,25 балла	3 балла	По расписанию
4.3	Отсутствие пропусков практическо-семинарских занятий	0,2 балла	2балла	В конце семестра
4.4	Отсутствие пропусков лекции (посетил все занятия)	0,2 балла	2балла	В конце семестра
Итого			50 баллов	
Дополнительный блок (50 баллов)				
5.	Экзамен	В соответствии с установленными кафедрой критериями	50 баллов	
Всего			100 баллов	
Количество баллов к рубежному контролю (8 неделя)			11 баллов	
Количество баллов к рубежному контролю(14 неделя)			40 баллов	
Система штрафов				
6.1	Опоздание (два и более)	Минус 2 балла		По расписанию
6.2	Не готов к практическо-семинарским занятиям	Минус 3 балла		По расписанию
6.3	Пропуск занятий без уважительной причины (за одно занятие)	Минус 2 балла		По расписанию
6.4	Нарушение учебной дисциплины	Минус 2 балла		По расписанию
6.5	Нарушение правил техники безопасности	Минус 1 балл		По расписанию

Преподаватель, реализующий дисциплину «Химия», в зависимости от уровня подготовленности обучающихся может использовать иные формы, методы контроля и оценочные средства, исходя из конкретной ситуации.

8. УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ И ИНФОРМАЦИОННОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

а) Основная литература:

1. Жмурко Г.П. Общая химия : доп. УМО по клас. ун-тскому образованию в качестве учеб. для студентов, изучающих по программам клас. ун-тов курс "Общая химия" (направления "Геология", "Почвоведение", "Экология и природопользование"), курс "Химия" (направление "География") и курс "Общая и неорганическая химия" (направления "Физика", "Биология", спец. "Биоинженерия" и "Биоинформатика", "Лечебное дело", "Фармация") / авт.: Г.П. Жмурко, Е.Ф. Казакова, В.Н. Кузнецов, А.В. Яценко; Под ред. С.Ф. Дунаева. - 2-е изд. ; испр. М. : Академия, 2012. 504, [8] с. (24 экз.)
2. Джигола Л.А., Садомцева О.С., Сютова Е.А. Химия. Издательский дом «Астраханский университет». 2013. 209 с. (20 экз.)
3. Суворов А.В., Общая химия [Электронный ресурс] / Суворов А.В., Никольский Л. Б. - СПб.: ХИМИЗДАТ, 2017. 624 с. URL: <http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785938083035.html> (ЭБС «Консультант студента»)

б) Дополнительная литература:

1. Некрасов Б.В. Основы общей химии. В 2 т. Т.1. 2003 г. 656 с. (7 экз.)
2. Некрасов Б.В. Основы общей химии. В 2 т. Т.2. 2003 г. 688 с. (7 экз.)
3. Глинка Н.Л. Общая химия : учебное пособие. М. : КНОРУС, 2010. 752 с. (44 экз.)
4. Апарнев А.И., Общая химия. Сборник заданий с примерами решений [Электронный ресурс]: учеб. пособие / Апарнев А.И. Новосибирск : Изд-во НГТУ, 2013. -119 с. URL: <http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785778222557.html> (ЭБС «Консультант студента»)

в) Перечень ресурсов информационно-телекоммуникационной сети «Интернет», необходимый для освоения дисциплины:

1. Электронная библиотечная система (ЭБС) ООО «Политехресурс» «Консультант студента». www.studentlibrary.ru

9. МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

Материально-техническое обеспечение учебной дисциплины включает в себя лекционную аудиторию, лабораторный практикум, аудиторию для проведения семинарских занятий. Лабораторный практикум обеспечен химическими реактивами, лабораторной посудой и учебно-научным оборудованием: весы электронные, спектрофотометры ПЭ 5400, ПЭ2300; анализаторы жидкостей рН-метры «Эксперт-001», ионоселективные электроды, центрифуга ОПН-3 с ротором, магнитные мешалки, рефрактометр, термостат "ТС-80"М2 хроматограф «Цвет 500 М», Электролизная установка ЛЭМ-11043, микросмеситель ПЭ-0137 1.75.45.0032, Аквадистиллятор ДЭ-4(с ЗИПом), шкаф вытяжной ШВ-202 ПАОТ, малая раковина, КО1-04. Проведение семинарских занятий сопряжено с применением компьютеров для выполнения поисковой работы, вычислений и работе в информационных системах.

При необходимости рабочая программа дисциплины может быть адаптирована для обеспечения образовательного процесса инвалидов и лиц с ограниченными возможностями здоровья, в том числе для дистанционного обучения. Для этого требуется заявление студента (его законного представителя) и заключение психолого-медико-педагогической комиссии (ПМПК).