

федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
«Тольяттинский государственный университет»

Б1.Б.09

(индекс дисциплины)

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ

Химия

(наименование дисциплины)

по направлению подготовки (специальности)

15.03.01 Машиностроение

(код и наименование направления подготовки, специальности в соответствии с ФГОС ВПО/ ФГОС ВО)

Современные технологические процессы изготовления деталей в
машиностроении

(направленность (профиль))

Форма обучения: очная

Год набора: 2017

Распределение часов дисциплины по семестрам и видам занятий (по учебному плану)

Количество ЗЕТ	4											
Часов по РУП	144											
Виды контроля в семестрах:	Экзамены		Зачеты			Курсовые проекты		Курсовые работы		Контрольные работы (для заочной формы обучения)		
			1									
	№№ семестров											
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	Итого
ЗЕТ по семестрам	4											4
Лекции	30											30
Лабораторные	12											12
Практические	18											18
Контактная работа	60											60
Сам. работа	84											84
Контроль												
Итого	144											144

Тольятти, 2017

Рабочая программа составлена на основании ФГОС ВПО/ФГОС ВО и учебного плана направления подготовки (специальности) 15.03.01 Машиностроение
(код и наименование направления подготовки, специальности в соответствии с ФГОС ВПО/ ФГОС ВО)

Рецензирование рабочей программы дисциплины:

☒ Отсутствует

☒ Учебная (рабочая) программа одобрена на заседании кафедры «Химия, химические процессы и технологии» (протокол заседания № _____ г).

☐ Рецензент

(должность, ученое звание, степень) (подпись) (И.О. Фамилия)
«__» _____ 20__ г.

Срок действия рабочей программы дисциплины до _____ г.

Информация об актуализации рабочей программы дисциплины:

Протокол заседания кафедры № ____ от «__» _____ 20__ г.

Протокол заседания кафедры № ____ от «__» _____ 20__ г.

Протокол заседания кафедры № ____ от «__» _____ 20__ г.

СОГЛАСОВАНО

Заведующий кафедрой

«Сварка, обработка материалов давлением и родственные процессы»
(выпускающей направление (специальность))

«__» _____ 20__ г. _____ В.В. Ельцов
(подпись) (И.О. Фамилия)

УТВЕРЖДАЮ

Заведующий кафедрой

«Химия, химические процессы и технологии»
(разработавшей РПД)

«__» _____ 20__ г. _____ Г.И. Остапенко
(подпись) (И.О. Фамилия)

АННОТАЦИЯ

дисциплины

Б1.Б.09 Химия

(индекс и наименование дисциплины (учебного курса))

1. Цель и задачи изучения дисциплины

Цель – сформировать современное представление о веществах, их структуре, свойствах и взаимных превращениях.

Задачи:

- дать знания об основных закономерностях взаимосвязи между строением и химическими свойствами вещества;
- привить навыки анализа процессов, происходящих при протекании химических реакций;
- научить применять полученные знания и умения для безопасного использования веществ в повседневной жизни и на производстве, предупреждения явлений, наносящих вред здоровью и окружающей среде.

2. Место дисциплины в структуре ОПОП ВО

Данная дисциплина (учебный курс) относится к Блоку 1 «Дисциплины (модули)» (базовая часть).

Дисциплины, учебные курсы, на освоении которых базируется данная дисциплина – школьные курсы химии, математики, физики.

Дисциплины, учебные курсы, для которых необходимы знания, умения, навыки, приобретаемые в результате изучения данной дисциплины – экология, материаловедение, физика и химия наноструктурированных материалов.

3. Планируемые результаты обучения по дисциплине, соотнесенные с планируемыми результатами освоения образовательной программы

Формируемые и контролируемые компетенции	Планируемые результаты обучения
Уметь использовать основные законы естественнонаучных дисциплин в профессиональной деятельности, применять методы математического анализа и моделирования, теоретического и экспериментального анализа (ОПК-1)	Знать: основные законы взаимосвязи между строением и химическими свойствами веществ; основные закономерности, сопровождающие взаимодействия веществ
	Уметь: анализировать полученные результаты; проводить обработку и анализировать химические процессы; составлять материальные, энергетические балансы химических реакций
	Владеть: способностью проводить анализ

	информации; методами анализа химических процессов, способностью составления материальных и энергетических балансов химических реакций
--	---

Тематическое содержание дисциплины

Раздел, модуль	Подраздел, тема
Строение и свойства вещества	Основные понятия и законы химии
	Основные классы неорганических веществ
	Строение атомов. Периодическая система элементов Д.И. Менделеева
	Химическая связь. Пространственное строение молекул
Термодинамика и кинетика химических процессов	Термодинамика химических процессов. Функции состояния: внутренняя энергия, энтальпия
	Функции состояния: энтропия, энергия Гиббса. Направление протекания химических реакций
	Химическая кинетика. Влияние на скорость химических реакций концентрации, давления
	Влияние на скорость химических реакций температуры, катализаторов. Химическое равновесие
Растворы и дисперсные системы	Растворы. Способы выражения концентрации растворов. Коллигативные свойства растворов
	Свойства растворов электролитов: диссоциация. ионное произведение воды, произведение растворимости, гидролиз солей, направление обменных реакций
	Коллоидные растворы: строение коллоидов, получение и свойства
Электрохимические процессы	Электрохимические системы. Гальванические элементы
	Электролиз водных растворов. Законы Фарадея
	Коррозия металлов. Способы защиты металлов от коррозии

Общая трудоемкость дисциплины –4 ЗЕТ.

4. Технологическая карта по учебному курсу «Химия»

Идентификатор курса в модуле "Методическая работа" id=49970

Семестр изучения	Кол-во недель, в течение которых реализуется курс	Объем учебного курса и виды учебных мероприятий														Форма контроля	Контроль в часах
		Всего часов по уч. плану	Контактная работа занятия					Самостоятельная работа									
			Всего				В т.ч. в интерактив- ной форме	Всего	Лабораторные	Консультации	РГР	Курс. проекты (Курс. работы)	Контрольные работы	Иное	ЦТ		
			Всего	Лекции	Лабораторные	Практические											
1	18	144	60	30	12	18		84						82	2	зачет	

№ недели	№ модуля	Наименование учебного мероприятия	Краткое название типа учебного мероприятия	Описание учебного мероприятия (тема, формы проведения лекций, лабораторных, практических занятий, методы обучения, реализующие применяемую образовательную технологию)	Выставляется в расписание? (+,-)	Ответственный за проведение (ведущий: лектор - Л, преподаватель - П)	Максимальное кол-во баллов за задание	Продолжительность учебных мероприятий, проводимых				Требования к ресурсам					Рекомендуемая литература (№ и стр.)
								в аудитории		Самостоятельная работа		Тип аудитории	Кол-во аудиторий	Предлагаемое место проведения (№ ауд., др. место)	Максимальное кол-во студентов в аудитории	Требуемое оборудование	
								в часах	в т.ч. в интерактивной форме (+,-)	в часах	в днях						
5	1	Лекция 1	Лек1	Основные понятия и законы химии	+	Л		2				Лекционная аудитория	1	Г-302	99	Меловая доска	[1-4]
5	1	Самостоятельное изучение материала	Сам	Изучение теоретического материала по курсу лекций	-					70	70	Аудитория для самостоятельной работы	1	Г-401	16	Компьютер с выходом в сеть интернет	[1-4]
5	1	Практическое занятие 1	Пр31	Расчеты по формулам и уравнениям	+	П	5	2				Лаборатория «Общей химии»	1	А-310	24	Меловая доска	[1-4]
5	1	Лекция 2	Лек2	Основные классы неорганических соединений	+	Л		2				Лекционная аудитория	1	А-125	187	Меловая доска	[1-4]
6	2	Лекция 3	Лек3	Термодинамика химических процессов. Функции состояния:	+	Л		2				Лекционная аудитория	1	А-125	187	Меловая доска	[1-4]

				внутренняя энергия, энтальпия												
6	1	Индивидуальное домашнее задание 1	ИД31	Самостоятельное решение задач индивидуального варианта	-				2	1	Аудитория для самостоятельной работы	1	Г-401	16	Компьютер с выходом в сеть интернет	[1-4]
6	1	Лабораторное занятие 1	Лаб31	Основные классы неорганических соединений	+	П	10	2			Лаборатория «Общей химии»	1	А-310	24	Лабораторная посуда, реактивы	[1-4]
7	2	Лекция 4	Лек4	Функции состояния: энтропия, энергия Гиббса. Направление протекания химических реакций	+	Л		2			Лекционная аудитория	1	Г-302	99	Меловая доска	[1-4]
7	2	Практическое занятие 2	Пр32	Термодинамика химических реакций	+	П	5	2			Лаборатория «Общей химии»	1	А-310	24	Меловая доска	[1-4]
7	2	Лекция 5	Лек5	Химическая кинетика. Влияние на скорость химических реакций концентрации, давления	+	Л		2			Лекционная аудитория	1	А-125	187	Меловая доска	[1-4]
8	2	Лекция 6	Лек6	Влияние на скорость химических реакций температуры, катализаторов. Химическое равновесие	+	Л		2			Лекционная аудитория	1	А-125	187	Меловая доска	[1-4]
8	2	Индивидуальное домашнее задание 2	ИД32	Самостоятельное решение задач индивидуального варианта	-				2	1	Аудитория для самостоятельной работы	1	Г-401	16	Компьютер с выходом в сеть интернет	[1-4]
8	2	Лабораторное занятие 2	Лаб32	Определение энтальпии реакции	+	П	10	2			Лаборатория «Общей химии»	1	А-310	24	Лабораторная посуда, реактивы	[1-4]
9	3	Лекция 7	Лек7	Растворы. Способы выражения концентрации растворов. Коллигативные свойства растворов	+	Л		2			Лекционная аудитория	1	Г-302	99	Меловая доска	[1-4]
9	2	Практическое занятие 3	Пр33	Кинетика химических реакций	+	П	5	2			Лаборатория «Общей химии»	1	А-310	24	Меловая доска	[1-4]
9	3	Лекция 8	Лек8	Свойства растворов электролитов: диссоциация. ионное произведение воды, произведение растворимости, гидролиз солей, направление обменных реакций	+	Л		2			Лекционная аудитория	1	А-125	187	Меловая доска	[1-4]
10	3	Лекция 9	Лек9	Коллоидные растворы: строение коллоидов, получение и	+	Л		2			Лекционная аудитория	1	А-125	187	Меловая доска	[1-4]

				свойства													
10	2	Индивидуальное домашнее задание 3	ИД33	Самостоятельное решение задач индивидуального варианта	-					2	1	Аудитория для самостоятельной работы	1	Г-401	16	Компьютер с выходом в сеть интернет	[1-4]
10	2	Лабораторное занятие 3	Лаб33	Скорость химических реакций. Химическое равновесие	+	П		2				Лаборатория «Общей химии»	1	А-310	24	Лабораторная посуда, реактивы	[1-4]
11	4	Лекция 10	Лек10	Электрохимические системы. Гальванические элементы	+	Л		2				Лекционная аудитория	1	Г-302	99	Меловая доска	[1-4]
11	3	Практическое занятие 4	Пр34	Способы выражения концентрации растворов	+	П	5	2				Лаборатория «Общей химии»	1	А-310	24	Меловая доска	[1-4]
11	4	Лекция 11	Лек11	Электролиз расплавов и водных растворов. Законы Фарадея	+	Л		2				Лекционная аудитория	1	А-125	187	Меловая доска	[1-4]
11	3	Практическое занятие 5	Пр35	Свойства растворов	+	П	5	2				Лаборатория «Общей химии»	1	А-310	24	Меловая доска	[1-4]
12	4	Лекция 12	Лек12	Коррозия металлов. Способы защиты металлов от коррозии	+	Л		2				Лекционная аудитория	1	А-125	187	Меловая доска	[1-4]
12	3	Индивидуальное домашнее задание 4	ИД34	Самостоятельное решение задач индивидуального варианта	-					2	1	Аудитория для самостоятельной работы	1	Г-401	16	Компьютер с выходом в сеть интернет	[1-4]
12	3	Лабораторное занятие 4	Лаб34	Растворы электролитов	+	П	10	2				Лаборатория «Общей химии»	1	А-310	24	Лабораторная посуда, реактивы	[1-4]
13	1	Лекция 13	Лек13	Строение атомов. Периодическая система элементов Д.И. Менделеева	+	Л		2				Лекционная аудитория	1	Г-302	99	Меловая доска	[1-4]
13	4	Практическое занятие 6	Пр36	Электрохимия	+	П	5	2				Лаборатория «Общей химии»	1	А-310	24	Меловая доска	[1-4]
13	1	Практическое занятие 7	Пр37	Строение атомов	+	П	5	2				Лаборатория «Общей химии»	1	А-310	24	Меловая доска	[1-4]
14	1	Лекция 14	Лек14	Химическая связь. Пространственное строение молекул Химическая связь. Пространственное строение молекул	+	Л		2				Лекционная аудитория	1	А-125	187	Меловая доска	[1-4]
14	4	Индивидуальное домашнее задание 5	ИД35	Самостоятельное решение задач индивидуального варианта	-					2	1	Аудитория для самостоятельной работы	1	Г-401	16	Компьютер с выходом в сеть интернет	[1-4]
14	4	Лабораторное занятие 5	Лаб35	Окислительно-восстановительные реакции	+	П	10	2				Лаборатория «Общей химии»	1	А-310	24	Лабораторная посуда, реактивы	[1-4]
15	1	Лекция 15	Лек15	Химическая связь.	+	Л		2				Лекционная аудитория	1	А-125	187	Меловая доска	[1-4]

				Пространственное строение молекул							аудитория					
15	4	Индивидуальное домашнее задание 6	ИД36	Самостоятельное решение задач индивидуального варианта	-				2	1	Аудитория для самостоятельной работы	1	Г-401	16	Компьютер с выходом в сеть интернет	[1-4]
15	4	Лабораторное занятие 6	Лаб36	Коррозия металлов	+	П	10	2			Лаборатория «Общей химии»	1	А-310	24	Лабораторная посуда, реактивы	[1-4]
16	1	Практическое занятие 8	Пр38	Химическая связь	+	П	5	2			Лаборатория «Общей химии»	1	А-310	24	Меловая доска	[1-4]
16	4	Практическое занятие 9	Пр39	Итоговое	+	П		2			Лаборатория «Общей химии»	1	А-310	24	Меловая доска	[1-4]
17		Итоговый тест по курсу через ЦТ	ТИ	Тест, итоговый, химия	+		100			2	Компьютерный класс общего доступа	1	УЛК-307	16	Компьютеры с необходимым программным обеспечением для проведения итогового тестирования	
						ИТОГО		60		84						
								144								
								ИТОГО через ОТ		2						

5. Критерии и нормы текущего контроля и промежуточной аттестации

Наименования учебных мероприятий	Типы учебных мероприятий	Количество баллов	Условия допуска	Критерии и нормы оценки
Общая и неорганическая химия 1				
Практическое занятие	Контрольная работа	5 за каждую контрольную работу и 40 баллов за 8 контрольных работ	Допущены все	Контрольная работа состоит из 5 заданий. За каждое верно выполненное задание - 1 балл
Индивидуальное домашнее задание	Индивидуальное домашнее задание		Допущены все	<ul style="list-style-type: none"> - оценка «зачтено» выставляется студенту, если ИДЗ верно выполнено и студент получает допуск к выполнению лабораторной работы; - оценка «не зачтено» выставляется студенту, если в ИДЗ содержатся ошибки, недочёты. После исправлений ИДЗ засчитывается как выполненное и студент получает допуск к выполнению лабораторной работы.
Лабораторная работа	Выполнение одной лабораторной работы	5 за каждую лабораторную работу и 30 баллов за 6 лабораторных работ	ИДЗ к каждой лабораторной работе	<ul style="list-style-type: none"> - 5 баллов выставляется студенту, если отчет выполнен без замечаний; - 4 балла выставляется студенту, если в отчете содержатся небольшие недочёты; - 3 балла выставляется студенту, если в отчете содержатся существенные ошибки.

				ки; - 2 балла выставляется студенту, если отчет не оформлен, но работа выполнена.
	Защита одной лабораторной работы	5 за каждую лабораторную работу и 30 баллов за 6 лабораторных работ	Допускаются все	За защиту лабораторной работы в форме устного ответа на вопросы по теме лабораторной работы студенту задается 5 вопросов: за каждый верный ответ студент получает 1 балл.
Итоговый тест по курсу через ЦТ	Итоговый тест по курсу через ЦТ	100	Допускаются все	Итоговый тест состоит из 25 вопросов: за каждый верный ответ – 4 балла
Схема расчета итоговой оценки			«(Сумма + T_{cp})/2» - сумма баллов по всем учебным мероприятиям, предусмотренным в курсе + среднее арифметическое по всем промежуточным тестам, проводимым через ОТ.	

Форма проведения промежуточной аттестации	Условия допуска	Критерии и нормы оценки	
Зачет (тестирование)	Выполнение ИДЗ №1-6, лабораторных работ №1-6, оформление и сдача отчетов лабораторных работ № 1-6	«зачтено»	Текущий рейтинг составляет 40-100 баллов
		«не зачтено»	Текущий рейтинг составляет 0-39 баллов

6. Банк тестовых заданий и регламент проведения тестирований

6.1. Банк тестовых заданий для проведения тестирований

Название банка тестовых заданий	Кол-во заданий в банке тестовых заданий	Разработчики
Химия	2092	Лукьянова Татьяна Евгеньевна, Трошина Марина Александровна

6.2. Регламент проведения тестирований

Название банка тестовых заданий	Кол-во заданий, предъявляемых студенту	Номера и наименования разделов теста	Кол-во заданий в разделе	Время на тестирование, мин.
Химия (тест, химия, итоговый)	25	Гальванические элементы	2	45
		Гидролиз солей	1	
		Диссоциация электролитов	1	
		Ионное произведение	1	
		Классы неорганических соединений	1	
		Коррозия металлов	2	
		Основные законы химии	2	
		Основные понятия и определения химической термодинамики	2	
		Основные понятия химии	1	
		Первый закон термодинамики. Тепловой эффект химических реакций, энтальпия реакции, энтальпия образования и сгорания веществ, закон Гесса	1	
		Растворимость, произведение растворимости	1	
		Растворы неэлектролитов	1	
		Свободная энергия Гиббса – критерий направленности самопроизвольного процесса	1	
		Скорость химических реакций. Влияние факторов на скорость реакции	1	

	Способы выражения концентрации растворов	1	
	Строение атома	1	
	Химическая связь	1	
	Химическое равновесие	1	
	Электролиз	2	
	Энтропия. Второй и третий законы термодинамики	1	

7. Критерии и нормы оценки курсовых работ (проектов)

Курсовые работы (проекты) учебным планом не предусмотрены.

8. Примерная тематика письменных работ (курсовых, рефератов, контрольных, расчетно-графических и др.)

№ п/п	Темы
1	Расчеты по формулам и уравнениям
2	Термодинамика химических реакций
3	Кинетика химических реакций
4	Способы выражения концентрации растворов
5	Свойства растворов
6	Электрохимия
7	Строение атомов
8	Химическая связь. Пространственное строение молекул

9. Вопросы к зачету

№ п/п	Вопросы
1	Основные понятия химии: атом, ион, молекула, элемент, вещество
2	Символы химических элементов
3	Моль - как единица измерения количества вещества
4	Закон сохранения массы, постоянства состава. Применение его в химических расчетах
5	Закон постоянства состава. Применение его в химических расчетах
6	Газовый закон кратных отношений и применение его в технических расчетах
7	Газовый закон Авогадро и применение его в технических расчетах
8	Газовый закон Менделеева-Клайперона и применение его в технических расчетах
9	Химический эквивалент простых и сложных веществ
10	Молярная масса и молярный объем эквивалента

11	Закон эквивалентов
12	Понятие об энтальпии. Первый закон термодинамики.
13	Энтальпия образования вещества
14	Энтальпия реакции. Закон Гесса
15	Энтальпия сгорания и теплотворная способность топлив
16	Энтропия - как термодинамическая функция состояния системы. Расчет энтропии реакции
17	Направленность химических реакций. Энергия Гиббса
18	Скорость химических реакций. Гомогенные и гетерогенные процессы
19	Закон действующих масс. Константа скорости реакции
20	Зависимость скорости от температуры. Температурный коэффициент. Правило Вант-Гоффа
21	Уравнение Аррениуса. Зависимость константы скорости от температуры. Расчет энергии активации
22	Зависимость скорости реакции от парциального давления
23	Химическое равновесие. Константа равновесия.
24	Смещение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье
25	Растворы. Способы выражения концентрации растворов
26	Механизм растворения. Термодинамика растворения.
27	Коллигативные свойства растворов: законы Рауля и Вант-Гоффа
28	Истинные и потенциальные электролиты. Диссоциация электролитов (кислот, оснований, солей). Константа диссоциации потенциальных электролитов
29	Закон разбавления Оствальда. Изотонический коэффициент.
30	Законы Рауля и Вант-Гоффа для растворов электролитов
31	Диссоциация воды. Водородный показатель (pH)
32	Произведение растворимости.
33	Обменные реакции в растворах электролитов
34	Гидролиз. pH водных растворов солей
35	Дисперсные системы. Коллоидные растворы
36	Получение коллоидных растворов
37	Свойства коллоидных растворов
38	Электрохимические системы
39	Электродный потенциал.
40	Уравнение Нернста. Стандартный электродный потенциал
41	Химические источники тока. Гальванический элемент. Принцип и расчет ЭДС
42	Электролиз расплавов. Растворимый анод
43	Электролиз водных растворов. Катодные и анодные процессы
44	Законы Фарадея.
45	Применение электролиза в промышленности
46	Коррозия металлов и сплавов. Причины коррозии. Типы и виды коррозионных поражений

47	Химическая коррозия металлов. Газовая коррозия. Характеристика оксидных пленок
48	Электрохимическая коррозия. Коррозия на контакте двух металлов. Оценка скорости коррозионных процессов.
49	Влияние различных факторов на электрохимическую коррозию
50	Методы защиты металлов от коррозии. Металлические и неметаллические покрытия. Протекторная и катодная защита. Ингибиторы коррозии

10. Фонд оценочных средств для проведения промежуточной аттестации обучающихся по дисциплине

10.1. Паспорт фонда оценочных средств

№ п/п	Контролируемые разделы (темы) дисциплины	Код контролируемой компетенции (или ее части)	Наименование оценочного средства
1	Модуль 1. Строение и свойства вещества	ОПК-1	ИДЗ №1, отчет лабораторной работы №1, контрольные работы на практических занятиях №1, 7, 8
2	Модуль 2. Термодинамика и кинетика химических процессов	ОПК-1	ИДЗ №2, 3, отчеты лабораторных работ №2, 3, контрольные работы на практических занятиях №2, 3
3	Модуль 3. Растворы и дисперсные системы	ОПК-1	ИДЗ №4, отчет лабораторной работы №4, контрольные работы на практических занятиях №4, 5
4	Модуль 4. Электрохимические процессы	ОПК-1	ИДЗ №5, 6, отчеты лабораторных работ №5, 6, контрольная работа на практическом занятии №6

10.2. Типовые контрольные задания или иные материалы, необходимые для оценки знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности, характеризующих этапы формирования компетенций в процессе освоения образовательной программы

10.2.1. Комплект заданий для контрольной работы

Тема «Расчеты по формулам и уравнениям» (практическое занятие 1)

.....

Вариант 1

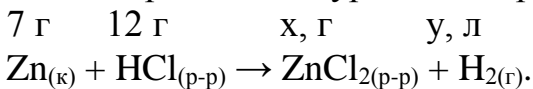
.....

Задание 1

Назовите по международной номенклатуре следующие вещества: O_2 , Fe_2O_3 , $Ca(OH)_2$, H_2SO_4 .

Задание 2

Произведите расчеты по уравнению реакции (н.у.):



Задание 3

Определите процентное содержание калия в манганате калия K_2MnO_4 .

Задание 4

Определите объем 40 г метана CH_4 при температуре $18^\circ C$ и давлении 1,2 атм.

Задание 5

Напишите уравнения реакций, характеризующие следующие превращения:



Тема «Термодинамика химических реакций» (практическое занятие 2)

.....

Вариант 1

.....

Задание 1

При взаимодействии 10 л азота с 20 л водорода (н.у.) выделилось 29 кДж тепла. Рассчитать энтальпию образования аммиака.

Задание 2

Определить возможность восстановления оксида титана $TiO_{2(к)}$ алюминием при $1500^\circ C$ по реакции: $TiO_{2(к)} + Al_{(к)} \rightarrow Ti_{(к)} + Al_2O_{3(к)}$.

Задание 3

Определить возможность восстановления оксида титана $TiO_{2(к)}$ алюминием при стандартных условиях по реакции: $TiO_{2(к)} + Al_{(к)} \rightarrow Ti_{(к)} + Al_2O_{3(к)}$.

Задание 4

Рассчитать количество тепловой энергии, выделяющейся при сгорании 20 м^3 газовой смеси, содержащей 20 об. % этана C_2H_6 и 80 об. % пропана C_3H_8 .

Задание 5

Рассчитать теплотворную способность бутана C_4H_{10} .

Тема «Кинетика химических реакций» (практическое занятие 3)

.....

Вариант 1

Задание 1

Начальная концентрация PCl_5 в реакции: $\text{PCl}_5 \rightleftharpoons \text{PCl}_3 + \text{Cl}_2$ составляет 0,2 моль/л. К моменту наступления равновесия прореагировало 50% исходного вещества. Найти равновесные концентрации веществ и константу равновесия.

Задание 2

Как изменится скорость реакции $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$, если объем газовой смеси увеличить в 2 раза?

Задание 3

Во сколько раз увеличится скорость реакции при повышении температуры на 30°C , если $\gamma=4$?

Задание 4

Смесь газов над углем в состоянии химического равновесия при давлении 1,2 атм и 1100 К имеет состав % (об.): $w_{\text{CO}}=48,96$, $w_{\text{H}_2\text{O}}=2,07$, $w_{\text{H}_2}=48,96$. Рассчитать K_p , K_c и ΔG реакции: $\text{C}_{(\text{т.})} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CO} + \text{H}_2$.

Задание 5

Энергия активации равна 10 кДж/моль. Во сколько раз изменится скорость реакции при повышении температуры от 27°C до 37°C ?

Тема «Способы выражения концентрации растворов» (практическое занятие 4)

Вариант 1

605,09 г сульфата железа $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ растворили в 907,67 г воды и получили 1044 мл раствора, для которого рассчитать:

Задание 1

молярность, моль/л

Задание 2

нормальность, моль/л

Задание 3

моляльность, моль/кг

Задание 4

процентную концентрацию

Задание 5

молярную долю $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$

Тема «Свойства растворов» (практическое занятие 5)

Вариант 1

Задание 1

Определить среду водного раствора сульфита калия K_2SO_3 . Обосновать ответ.

Задание 2

Рассчитать температуру кипения и кристаллизации 8% водного раствора хлорида калия, степень диссоциации которого 85%.

Задание 3

Рассчитать процентную концентрацию насыщенного раствора сульфида кадмия, если $IP_{Cds} = 7,9 \cdot 10^{-27}$.

Задание 4

Рассчитать pH 0,5% раствора HCN. Плотность раствора считать равной 1 г/мл.

Задание 5

В каких объемах нужно смешать этиленгликоль $C_2H_6O_2$ ($\rho = 1,1088$ г/см³) и воду, чтобы получить 2 л антифриза, температура замерзания которого $-5^\circ C$. Плотность антифриза принять равной 1 г/см³.

Тема «Электрохимия» (практическое занятие 6)

Вариант 1

Задание 1

Вычислить ЭДС гальванического элемента, написать процессы, происходящие на электродах: Cr / $CrCl_2$, 0,01 моль/л // 0,001 моль/л, $CrCl_2$ / Cr.

Задание 2

Написать электродные процессы и рассчитать количества образующихся на инертных электродах веществ при электролизе водного раствора $MnCl_2$ при пропускании 25А·ч электричества.

Задание 3

Рассчитать расход электроэнергии и время, необходимое для получения 1 т марганца электролизом расплава $MnSO_4$, при силе тока 10 А, выходе по току 75% и напряжении 12 В.

Задание 4

Написать уравнения электродных процессов, протекающих при электрохимической коррозии контакта Fe/Cr в щелочной среде.

Задание 5

Какой из контактов – Fe/Cd или Fe/Ni – является более коррозионноопасным?

Тема «Строение атома» (практическое занятие 7)

Вариант 1

Для элементов 37 и 79 Периодической таблицы

Задание 1

Определите состав атома: количество протонов, электронов, нейтронов.

Задание 2

Составьте электронную и графическую формулу элемента, определите семейство элемента и валентные электроны.

Задание 3

Составьте формулу высшего оксида и определите его характер.

Задание 4

Определите набор квантовых чисел для последнего электрона элемента.

Задание 5

Определите положение элемента в периодической таблице и сравните его радиус и электроотрицательность с радиусами и электроотрицательностями соседних атомов.

Тема «Химическая связь» (практическое занятие 8)

Вариант 1

Для веществ LiF , PH_3 , BeCl_2 , пользуясь значениями электроотрицательностей элементов:

Задание 1

Определите тип связи в молекулах.

Задание 2

Рассмотрите образование химической связи в молекулах по методу валентных связей.

Задание 3

Для третьей молекулы рассмотрите гибридизацию центрального атома.

Задание 4

Определите пространственное строение молекул.

Задание 5

Составьте структурные формулы веществ.

Критерии оценки контрольных работ:

Контрольная работа состоит из 5 заданий. За каждое верно выполненное задание - 1 балл.

10.2.2. Комплект типовых заданий к лабораторным работам

Лабораторная работа №1 «Основные классы неорганических веществ»

Цель: закрепление знаний об основных классах неорганических соединений.

Опыт 1. Получение оксида окислением элемента

1. Опыт проводится в вытяжном шкафу!

2. В химический стакан на 50-100 мл налейте 10-15 мл дистиллированной воды. Полоску синей лакмусовой бумаги окуните в воду и отметьте ее окраску.
3. В металлическую ложечку поместите немного серы и нагрейте ее в пламени спиртовки в течение 30 секунд.
4. Ложечку с горячей серой внесите в стакан с дистиллированной водой, после чего ложечку удалите.
5. В полученный раствор вновь окуните полоску индикаторной бумаги и отметьте ее окраску.
6. Составьте уравнения проведенных реакций и сделайте вывод.

Опыт 2. Взаимодействие оксида металла с водой

1. Поместите в пробирку 1 шпатель оксида кальция и прилейте 10-15 капель дистиллированной воды, перемешайте.
2. К полученному раствору добавьте 1-2 капли фенолфталеина, обратите внимание на окраску индикатора.
3. Составьте уравнение реакции и сделайте вывод.

Опыт 3. Взаимодействие основного оксида с кислотой

1. Внесите в пробирку шпатель оксида меди (II) и добавьте 4-5 капель раствора серной кислоты.
2. Если взаимодействия веществ в пробирке не наблюдается, то ее содержимое нагрейте.
3. Отметьте окраску раствора и объясните ее появление.
4. Составьте уравнение реакции и сделайте вывод к опыту.

Опыт 4. Взаимодействие кислотного оксида с основанием

1. Налейте в пробирку 2-3 мл известковой воды (раствора гидроксида кальция).
2. Пропустите через известковую воду углекислый газ (сделайте несколько выдохов в раствор через трубочку).
3. Отметьте образование белого осадка и его растворение при дальнейшем пропускании углекислого газа.
4. Составьте уравнение реакции и сделайте вывод.

Опыт 5. Взаимодействие соли с щелочью

1. Внесите в две пробирки по 10 капель раствора сульфата меди (II).
2. В одну пробирку добавьте одну каплю гидроксида натрия, а во вторую – 10 капель гидроксида натрия.
3. Обратите внимание на различие окраски полученных осадков.
4. Нагрейте содержимое пробирок. Отметьте, в какой пробирке произошли изменения.
5. Составьте уравнения реакций и сделайте вывод на основании опыта.

Опыт 6. Взаимодействие соли с металлом

1. Влейте в пробирку 20 капель раствора сульфата меди (II).
2. Поместите в пробирку с раствором железную скрепку.
3. Через 2-3 минуты обратите на изменение окраски поверхности скрепки.
4. Объясните происходящее явление, составьте уравнение реакции и сделайте вывод.

Опыт 7. Свойства амфотерного гидроксида

1. Налейте в две пробирки по 5 капель раствора нитрата алюминия.
2. Добавьте в обе пробирки по каплям гидроксид натрия до появления осадка.
3. К осадку в первой пробирке добавьте раствор серной кислоты, к осадку во второй пробирке добавьте раствор гидроксида натрия.
4. Отметьте наблюдения в обеих пробирках, напишите уравнения реакций и сделайте вывод.

Лабораторная работа №2 «Определение энтальпии реакции»

Цель: определение теплового эффекта системы, в которой происходит химическая реакция, и энтальпии реакции в нестандартных условиях.

Опыт 1. Нейтрализация серной кислоты гидроксидом натрия в одну стадию

Для нейтрализации серной кислоты гидроксидом натрия в одну стадию смешивают эквивалентные количества кислоты и щелочи до образования сульфата натрия:



1. Отмерьте цилиндром заданный преподавателем объем раствора кислоты, вылейте его в термостатированный стакан. Опустите в стакан термометр, замерьте и запишите в таблицу 1 температуру раствора. Термометр не вынимайте из стакана до окончания опыта.
2. Отмерьте другим цилиндром такой же объем раствора щелочи и осторожно, но быстро вылейте в стакан с раствором кислоты. Осторожно перемешайте, отметьте наибольшее изменение температуры при образовании сульфата натрия.
3. Выньте термометр, вылейте раствор из термостатированного стакана, фильтровальной бумагой тщательно высушите стенки и дно стакана, поместите в него термометр и дайте остыть до прежней температуры.
4. Заполните таблицу 1 (величины теплоемкостей и плотности растворов выпишите из таблицы 3). Выполните расчеты.

Таблица 1-Результаты опыта 1

Вещество	V, мл	t, °C	ρ , г/см ³	C, Дж/г·°C	n, моль	Q, Дж/п моль	ΔH , кДж/моль
H ₂ SO ₄							
NaOH							
Na ₂ SO ₄							

Опыт 2. Нейтрализация серной кислоты гидроксидом натрия в две стадии

При нейтрализации серной кислоты гидроксидом натрия в две стадии эквивалентный объем щелочи вносят в два приема:



1. Отмерьте цилиндром заданный в опыте 1 объем раствора кислоты, вылейте в термостатированный стакан, измерьте температуру раствора. Температуры растворов серной кислоты в опытах 1 и 2 должны быть одинаковы.
2. Измерьте другим цилиндром половину эквивалентного объема раствора щелочи и осторожно, но быстро вылейте в стакан с раствором кислоты. Отметьте температуру образования раствора гидросульфата натрия.
3. Отмерьте цилиндром еще такой же объем раствора щелочи и вылейте его в стакан. Перемешайте полученный раствор сульфата натрия и запишите его температуру.
4. Выньте термометр и вылейте содержимое стакана, фильтровальной бумагой высушите стенки и дно стакана. Заполните таблицу 2. Сделайте расчеты.

Таблица 2.

Результаты опыта 2

Вещество	V, мл	t, °C	ρ , г/см ³	C, Дж/г·°C	n, моль	Q, Дж/п моль	ΔH , кДж/моль
H ₂ SO ₄							
NaOH							
NaHSO ₄							
Na ₂ SO ₄							

Таблица 3

Теплоемкость и плотность растворов

Раствор	t, °C	ρ , г/см ³	C, Дж/г·°C
H ₂ SO ₄ , 1 М	12	1,061	2,75
	14	1,060	2,81
	16	1,060	2,87
	18	1,059	2,93
	20	1,059	2,99
	22	1,059	3,04
	24	1,058	3,10
	26	1,058	3,15
NaOH, 2 М	12	1,079	3,41
	14	1,078	3,44
	16	1,077	3,47
	18	1,076	3,50

	20	1,075	3,53
	22	1,074	3,56
	24	1,073	3,59
	26	1,072	3,62
NaHSO ₄ , 1 М	20	1,050	3,73
	22	1,046	3,74
	24	1,042	3,75
	26	1,038	3,76
	28	1,034	3,77
	30	1,030	3,78
	32	1,026	3,79
	34	1,022	3,80
Na ₂ SO ₄ , 1 М	24	1,074	3,74
	26	1,066	3,76
	28	1,058	3,78
	30	1,050	3,80
	32	1,042	3,82
	34	1,034	3,84
	36	1,026	3,86
	38	1,018	3,88

Лабораторная работа №3 «Скорость химических реакций. Химическое равновесие»

Цель: изучение влияния различных факторов на скорость химических реакций и состояние химического равновесия в гомогенных системах.

Опыт 1. Влияние концентрации реагирующих веществ на скорость химических реакций

Реакция щавелевой кислоты с перманганатом калия протекает по уравнению:



Кинетическое уравнение реакции:

$$\mathcal{V} = \kappa C_{\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4}^4 C_{\text{KMnO}_4}^2$$

За ходом реакции следят по изменению окраски раствора перманганата калия.

1. В пять пробирок внесите по 10 капель растворов щавелевой кислоты различной концентрации (0,2; 0,3; 0,4; 0,5; 0,6 М).
2. Последовательно во все пробирки с интервалом 1-2 секунды добавьте по 1 капле раствора перманганата калия и включите секундомер.
3. Не выключая секундомера, отметьте время изменения окраски перманганата калия в каждой пробирке.
4. Результаты опыта занесите в таблицу 1.
5. Определите условную скорость реакции как величину, обратную времени протекания реакции.

6. Постройте график зависимости скорости реакции от концентрации щавелевой кислоты, проанализируйте полученную зависимость. Запишите наблюдения и сделайте вывод.

Таблица 1.

Результаты опыта 1

№ пробирки	Концентрация кислоты, C , моль/л	Время, τ , с	Скорость реакции в условных единицах, $v = 100/\tau$, с^{-1}
1	0,2		
2	0,3		
3	0,4		
4	0,5		
5	0,6		

Опыт 2. Влияние температуры на скорость химических реакций

Для опыта необходим стакан–термостат, наполненный водой и закрытый крышкой с отверстиями для пробирок и термометра.

1. В три пробирки, вставленные в крышку термостата, налейте по 10 капель 0,5 М раствора щавелевой кислоты. В четвертую пробирку на 2/3 её объёма влейте раствор перманганата калия (пипетку оставьте в пробирке).
2. Запишите температуру. В одну из пробирок добавьте 1 каплю перманганата калия и включите секундомер.
3. Измерьте время от момента добавления перманганата калия до изменения окраски раствора.
4. Нагрейте воду в стакане на 10° выше предыдущей температуры. Снимите стакан с плитки и повторите опыт в другой пробирке.
5. Проведите опыты при 4 температурах, отличающихся на 10° .
6. Полученные данные занесите в таблицу 2.
7. Рассчитайте шесть значений температурного коэффициента (γ). Найдите среднее значение γ .
8. Сделайте вывод о зависимости скорости данной химической реакции от температуры.

Таблица 2.

Результаты опыта 2

№ пробирки	Температура опыта, t , $^\circ\text{C}$	Время, τ , с	Константа скорости k в условных единицах, $k = 100/\tau$, с^{-1}	Температурный коэффициент γ	
				γ	$\gamma_{\text{ср}}$
1					
2					
3					
4					

9. Используя уравнение Аррениуса и величины констант скорости при различных температурах, определите энергию активации данной реакции. Уравнение Аррениуса в логарифмическом виде: $\ln k = \ln k_0 - E_a/RT$ можно рассматривать как линейное уравнение $y = b - ax$ ($y = \ln k$, $b = \ln k_0$, $a = E_a/R$, $x = 1/T$). Графически такое уравнение описывается прямой в координатах $\ln k - 1/T$. Тангенс угла наклона прямой к оси абсцисс равен величине E_a/R .
10. Для построения графика $\ln k = f(1000/T)$ заполните таблицу 3.

Таблица 3.

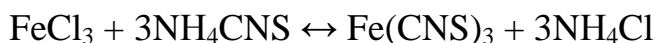
Данные для графического определения энергии активации

№ п/п	$\ln k$	$1000/T$
1		
2		
3		
4		

11. Постройте график в координатах $\ln k - 1000/T$.
12. Определите тангенс угла наклона прямой к оси абсцисс.
13. Вычислите энергию активации реакции:
 $E_a = \text{tg} \alpha \cdot R$, где $R = 8,314$ Дж/(моль·К)

Опыт 3. Влияние изменения концентрации реагирующих веществ на равновесие химической реакции

Реакция между хлоридом железа (III) и роданидом аммония описывается уравнением:



- Внесите в пробирку на 1/3 ее объема дистиллированной воды, добавьте по 2 капли растворов хлорида железа (III) и роданида аммония. Разделите полученный раствор на три пробирки.
- Одну пробирку сохраните для сравнения результатов опыта (эталон). В другую добавьте 4-5 капель раствора FeCl_3 , в третью – несколько кристалликов NH_4Cl и встряхните её.
- Как изменилась интенсивность окраски раствора и в каком направлении сместилось равновесие данной системы при добавлении FeCl_3 и NH_4Cl ? Объясните сдвиг равновесия.
- Напишите выражение константы равновесия изучаемой обратимой реакции.

Лабораторная работа №4 «Растворы электролитов»

Цель: изучение некоторых свойств водных растворов электролитов.

Опыт 1. Электропроводность водных растворов

Изучение электропроводности проводят с помощью прибора, состоящего из лампы накаливания, стакана с раствором, графитовых электродов. Об электропроводности судят по наличию и интенсивности свечения лампы накаливания.

1. Стакан ёмкостью 50 мл наполните на 1/2 его объёма дистиллированной водой.
2. Включите прибор в сеть. Запишите наблюдения. Обладает дистиллированная вода электропроводностью?
3. Отключите прибор. Приподняв крышку с электродами, внесите в стакан с водой 1-2 шпателя измельченного сахара и перемешайте.
4. Опустите электроды в раствор. Включите прибор. Запишите наблюдения. Является раствор сахара проводником?
5. Отключите прибор. В стакан ёмкостью 50 мл налейте на 1/2 его объёма безводной уксусной кислоты.
6. Опустите электроды, включите прибор. Запишите наблюдения.
7. Отключите прибор. Отлейте из стакана примерно 1/4 объёма уксусной кислоты, добавьте дистиллированной воды до прежнего объёма, размешайте раствор.
8. Опустите электроды. Включите прибор. Наблюдайте изменение электропроводности раствора.
9. Повторите разбавление раствора и определение электропроводности ещё раз. В какую сторону смещается равновесие диссоциации уксусной кислоты при разбавлении? Как зависит степень диссоциации уксусной кислоты от разбавления раствора?
10. Отключите прибор. В стакане ёмкостью 50 мл приготовьте раствор поваренной соли, размешав в 25 мл дистиллированной воды 1-2 шпателя хлорида натрия.
11. Опустите электроды в раствор. Включите прибор. Проводит ли раствор поваренной соли электрический ток?
12. Сделайте вывод к опыту (обратите внимание на типы химической связи в веществах, электропроводность водных растворов которых изучали в данном опыте).

Опыт 2. Смещение равновесия диссоциации слабого электролита

1. Налейте в две пробирки по 5-7 капель 0,1 н. раствора уксусной кислоты.
2. В каждую пробирку добавьте по одной капле метилового оранжевого. Как окрасился индикатор под влиянием ионов H^+ ?
3. Одну пробирку оставьте в качестве контрольной, в другую прибавьте 1 шпатель ацетата натрия CH_3COONa .
4. Перемешайте раствор и сравните цвет полученного раствора с цветом в контрольной пробирке.
5. Напишите уравнение диссоциации уксусной кислоты и выражение константы её диссоциации.

6. Объясните, как смещается равновесие диссоциации слабого электролита при увеличении концентрации одного из видов ионов этого электролита? Как меняется при этом его степень диссоциации?

Опыт 3. Направление обменных ионных процессов в растворах электролитов

а) в сторону образования слабого электролита

1. Налейте в две пробирки по 5-7 капель 2 н. раствора гидроксида натрия.
2. В каждую добавьте по одной капле фенолфталеина. Под влиянием каких ионов фенолфталеин окрасился в малиновый цвет?
3. В одну пробирку добавляйте по каплям 2 н. раствора соляной кислоты, во вторую – 2 н. раствора уксусной кислоты до обесцвечивания раствора (количество израсходованных капель кислот отсчитать!).
4. Чем объясняется исчезновение окраски? В каком случае обесцвечивание раствора наступило быстрее? Почему равновесие ионного процесса смещается в сторону образования воды при наличии в левой части равенства малодиссоциированных молекул уксусной кислоты?

б) в сторону образования малорастворимого вещества

1. В одну пробирку внесите 10 капель раствора хлорида кальция, в другую 10 капель хлорида стронция.
2. Добавьте по 5-6 капель раствора серной кислоты. В обеих ли пробирках выпал осадок? Объясните различия, пользуясь величинами ПР для сульфатов кальция и стронция.
3. Добавьте в пробирку с раствором соли кальция 3-4 капли концентрированной серной кислоты. Наблюдайте образование осадка и объясните причину его выпадения.
4. Вычислите концентрации ионов SO_4^{2-} , необходимые для осаждения ионов Ca^{2+} и Sr^{2+} из растворов равной (1 М) концентрации, если $PP_{\text{CaSO}_4} = 6,1 \cdot 10^{-5}$, $PP_{\text{SrSO}_4} = 2,8 \cdot 10^{-7}$.

Опыт 4. Гидролиз солей

а) Определение pH растворов солей

1. Нанесите каплю раствора NaNO_3 на полоску универсальной индикаторной бумаги.
2. Сравните окраску с эталоном. Запишите величину pH раствора.
3. Проведите аналогичные опыты с растворами Na_2CO_3 , NaHCO_3 , $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$.
4. Какая среда в каждом из взятых растворов? Почему?

б) Влияние температуры на степень гидролиза соли

1. Налейте в пробирку 15-20 капель дистиллированной воды.
2. Внесите в неё 1-2 шпателя ацетата натрия и встряхните пробирку.
3. Добавьте 1-2 капли фенолфталеина. Обратите внимание на окраску индикатора.
4. Нагрейте содержимое пробирки в пламени спиртовки. Дайте объяснение наблюдаемому явлению. Напишите уравнение реакции.
5. Охладите пробирку в холодной воде. Происходит ли снова смещение равновесия?

6. Сделайте вывод о влиянии температуры на степень гидролиза.

в) Влияние изменения pH среды на степень гидролиза соли

1. Внесите в пробирку 10 капель дистиллированной воды.
2. Добавьте 1-2 кристалла хлорида олова (II) и встряхните пробирку. Образующийся белый осадок представляет собой основную соль олова (II) $\text{Sn}(\text{OH})\text{Cl}$.
3. Напишите ионное уравнение соответствующей реакции гидролиза.
4. Добавьте 5-10 капель раствора соляной кислоты, увеличив этим концентрацию ионов водорода. Растворился ли осадок? Как повлияло уменьшение pH раствора на степень гидролиза соли?

г) Необратимый гидролиз солей

1. В пробирку налейте 6-8 капель раствора нитрата алюминия.
2. Добавьте такой же объем раствора карбоната натрия.
3. Отметьте образование осадка гидроксида алюминия и выделение пузырьков оксида углерода (IV).
4. Напишите уравнения реакций. Сделайте вывод.

Лабораторная работа №5 «Окислительно-восстановительные реакции»

Цель: проведение окислительно-восстановительных реакций и составление их уравнений.

Опыт 1. Реакции диспропорционирования

а) Реакция диспропорционирования сульфита натрия

1. В одну пробирку поместите 1-2 кристаллика сульфита натрия.
2. Во вторую пробирку поместите 1-2 кристаллика прокаленного сульфита натрия.
3. В обе пробирки внесите по 5-6 капель дистиллированной воды.
4. Растворите соли, находящиеся в пробирках.
5. Добавьте в каждую пробирку по 2-3 капли раствора сульфата меди (II).
6. Отметьте окраску осадков в обеих пробирках (черный осадок представляет собой сульфид меди (II)).
7. Объясните различные окраски осадков.
8. Напишите уравнение реакции разложения сульфита натрия, учитывая, что одним из продуктов прокаливания является сульфат натрия.
9. Составьте ионные и молекулярные уравнения реакций обмена.

б) Реакция диспропорционирования хлорида олова (II)

1. В пробирку налейте 6-8 капель раствора хлорида олова (II).
2. Добавьте по каплям раствор щелочи до появления осадка и дальнейшего его растворения.
3. Прилейте к раствору 10-12 капель дистиллированной воды.
4. Нагрейте раствор до появления черного осадка металлического олова.
5. Напишите уравнения реакций образования: гидроксида олова (II); тетрагидроксоостанната (II) натрия; олова и гексагидроксоостанната (IV) натрия.

Опыт 2. Внутримолекулярные окислительно-восстановительные реакции

1. В пробирку поместите 2-3 кристаллика бихромата аммония $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.
2. Содержимое пробирки нагрейте над пламенем спиртовки до тех пор, пока не произойдет бурное разложение соли.
3. Напишите уравнение реакции, учитывая, что зеленая окраска принадлежит оксиду хрома (III). Кроме того, в реакции образуются азот и пары воды.

Опыт 3. Влияние среды на протекание окислительно-восстановительных реакций

а) Влияние pH среды на характер восстановления перманганата калия

1. В три пробирки внесите по 2 капли раствора перманганата калия.
2. В одну пробирку добавьте 2-3 капли 2 н. раствора серной кислоты
3. Во вторую пробирку внесите 2-3 капли воды.
4. В третью пробирку прилейте 2-3 капли раствора щелочи.
5. Во все три пробирки внесите по 2 микрошпателя сульфита натрия и перемешайте растворы до полного растворения кристаллов.
6. Наблюдайте за изменением окраски растворов во всех трех случаях.
7. Напишите уравнения реакций восстановления перманганата калия сульфитом натрия в разных средах, учитывая, что в соединения марганца в различных степенях его окисления имеют характерные окраски: ион MnO_4^- - фиолетовый, ион MnO_4^{2-} - зеленый, Mn^{2+} - бесцветный, а оксид и гидроксид Mn^{4+} - малорастворимые вещества коричневого цвета.
8. К какому типу окислительно-восстановительных реакций относятся проведенные в опыте 3а реакции?

б) Влияние pH среды на смещение равновесия в окислительно-восстановительных реакциях

1. Поместите в пробирку небольшой кристаллик йода.
2. Добавьте 8-10 капель раствора щелочи.
3. Перемешайте содержимое пробирки до полного растворения йода.
4. К образовавшемуся бесцветному раствору прибавьте 10-14 капель раствора серной кислоты до появления бурой окраски раствора.
5. Пользуясь раствором крахмала, докажите, что бурая окраска вызвана обратным процессом образования свободного йода.
6. Напишите уравнения реакций, учитывая, что при растворении йода в растворе щелочи образуются соли йодоводородной HI и йодноватистой HIO кислот.

Опыт 4. Окислительно-восстановительная двойственность элементов, входящих в соединения в промежуточной степени окисления

а) Взаимодействие пероксида водорода с перманганатом калия

1. К 1-2 каплям раствора перманганата калия добавьте 2-3 капли раствора серной кислоты.
2. Добавьте к полученному раствору 2-3 капли 3%-ного раствора пероксида водорода.

3. Как изменилась окраска раствора? Какой газ выделяется?
4. Напишите уравнение реакции. Какие свойства проявляет в ней пероксид водорода?

б) Взаимодействие пероксида водорода с иодидом калия

1. К 3-4 каплям раствора иодида калия прилейте 3-4 капли раствора серной кислоты.
2. Прибавьте к полученному раствору 1-2 капли 3%-ного раствора пероксида водорода.
3. Для какого вещества характерна появившаяся окраска раствора? Пользуясь раствором крахмала, докажите, что бурая окраска вызвана образованием свободного йода.
4. Напишите уравнение реакции. Какие свойства проявляет в ней пероксид водорода?

Опыт 5. Органические вещества в качестве восстановителей

а) Восстановление бихромата калия

1. В пробирку поместите 5-6 капель раствора бихромата натрия.
2. Внесите в нее 2-3 капли концентрированной серной кислоты.
3. Добавьте 4-5 капель этилового спирта C_2H_5OH .
4. Отметьте изменение цвета раствора и появление специфического «яблочного» запаха, присущего уксусному альдегиду CH_3CHO .
5. Напишите уравнение реакции, учитывая, образуется соль хрома (III).

б) Восстановление перманганата калия

1. Внесите в пробирку по 5-6 капель растворов щавелевой кислоты и 2 н. раствора серной кислоты.
2. Добавьте 2-3 капли перманганата калия и наблюдайте через некоторое время за обесцвечиванием перманганата калия.
3. Составьте уравнение реакции, учитывая, что перманганат-ион восстанавливается до иона марганца (II). В реакции также выделяется оксид углерода (IV), до которого окисляется щавелевая кислота.

Лабораторная работа №6 «Коррозия металлов»

Цель: ознакомление с электрохимической коррозией; факторами, влияющими на коррозию; методами защиты от коррозии.

Опыт 1. Влияние активности контактирующего металла на коррозию

1. Возьмите три скрепки для бумаг. В одну вставьте тоненький кусочек металлического олова, во вторую – меди, третью оставьте в качестве контроля.
2. Добавьте в три пробирки с водой по одной капле раствора соляной кислоты, по 2-3 капли раствора красной кровяной соли $K_3[Fe(CN)_6]$ и опустите в них скрепки.
3. Отметьте интенсивность окраски во всех трёх пробирках.
4. Сделайте выводы о скорости коррозии в каждом случае и напишите катодные и анодные реакции.

Опыт 2. Влияние среды на скорость коррозии

1. Возьмите три пробирки. В первую налейте раствор хлорида магния, во вторую – раствор соляной кислоты, в третью – дистиллированную воду.
2. Одновременно опустите во все пробирки по одной скрепке.
3. Добавьте через 5-10 минут в каждую пробирку по 3 капли раствора красной кровяной соли.
4. Объясните интенсивность окраски (во всех ли пробирках?), напишите уравнения протекающих реакций, сделайте вывод.

Опыт 3. Электрокоррозия металла

1. Налейте в U-образную трубку раствор хлорида натрия.
2. Добавьте в каждое колено по 2 капли раствора красной кровяной соли и фенолфталеина.
3. Погрузите в раствор железные электроды (скрепки) и подключите к электродам постоянный ток.
4. Объясните наблюдения и запишите анодный и катодный процессы.

Опыт 4. Анодные и катодные покрытия

1. Налейте в две пробирки по 15-20 капель раствора серной кислоты и добавьте по 2 капли раствора красной кровяной соли.
2. Опустите в одну пробирку полоску оцинкованного железа, в другую – лужёного, предварительно сделав на их поверхности глубокие царапины ножом.
3. Отметьте через 5-10 минут появление синей окраски в месте царапин (в какой пробирке?).
4. Объясните наблюдения и запишите анодный и катодный процессы для каждой гальванопары.

Опыт 5. Протекторная защита

1. Добавьте в две пробирки с дистиллированной водой по одной капле соляной кислоты и по две капли раствора красной кровяной соли.
2. Опустите в одну пробирку скрепку, в другую – скрепку в контакте с алюминием.
3. Отметьте появление интенсивной синей окраски (в какой пробирке?).
4. Объясните наблюдения. Запишите катодный и анодный процессы. Сделайте вывод. Какую роль выполняет алюминий?

Опыт 6. Применение ингибиторов

1. Налейте в две пробирки 1%-ный раствор серной кислоты и добавьте по 2-3 капли раствора красной кровяной соли.
2. Растворите в одной пробирке уротропин (1 шпатель).
3. Опустите в обе пробирки по одной скрепке. Какой наблюдается эффект? Какую роль выполняет уротропин?

Критерии оценки лабораторных работ:

- 5 баллов выставляется студенту, если отчет выполнен без замечаний;
- 4 балла выставляется студенту, если в отчете содержатся небольшие недочёты;

- 3 балла выставляется студенту, если в отчете содержатся существенные ошибки;
- 2 балла выставляется студенту, если отчет не оформлен, но работа выполнена.

10.2.3. Комплект вопросов для защиты лабораторных работ

№ п/п	Вопросы
Лабораторная работа № 1	
1	Основные понятия химии: молекула, атом, элемент, вещество (простое, сложное), эмпирическая, графическая, молекулярная формулы вещества, химическая реакция, стехиометрический коэффициент
2	Классификация и номенклатура неорганических соединений: оксиды, кислоты, основания, соли
3	Стехиометрия. Закономерности изменения и способы определения количества вещества. Основные определения: формульная единица вещества, моль, постоянная Авогадро, молярная масса, молярный объем, молярная масса химического эквивалента, молярный объем химического эквивалента.
4	Количественные законы протекания химических реакций: сохранения массы веществ, постоянства состава, кратных отношений, объемных отношений, Авогадро и следствия из него, Менделеева-Клапейрона, объединений газовый, парциальных давлений Дальтона, закон эквивалентов.
Лабораторная работа № 2	
1	Основные понятия и определения химической термодинамики: термодинамическая система (изолированная, открытая, закрытая), фаза, гомогенные и гетерогенные системы, параметры состояния (экстенсивные, интенсивные), функции состояния, химический термодинамический процесс (самопроизвольный, равновесный, неравновесный), фазовый переход, внутренняя энергия, теплота, работа
2	Первый закон термодинамики и его приложение к процессам в идеальном газе: изохорному, изотермическому, изобарному
3	Понятие теплового эффекта химической реакции: тепловой эффект реакции, термохимическое и термодинамическое уравнения, стандартные термодинамические условия, стандартная энтальпия реакции
4	Стандартные энтальпии образования и сгорания веществ
5	Закон Гесса и следствия из него
6	Второй закон термодинамики. Энтропия как функция состояния системы
7	Третий закон термодинамики. Абсолютные значения стандартных энтропий веществ
8	Критерии направленности самопроизвольного процесса в закрытой

	системе
Лабораторная работа № 3	
1	Кинетика химических реакций. Основные понятия и определения
2	Основной постулат химической кинетики
3	Влияние температуры на скорость химических реакций
4	Теоретические представления о скоростях элементарных реакций
5	Особенности кинетики гетерогенных реакций. Реакции на границе раздела твердое тело – газ и твердое тело – жидкость
6	Основы катализа. Основные понятия и определения. Механизмы протекания каталитических реакций
7	Химическое равновесие. Обратимые и необратимые химические реакции. Виды и особенности химического равновесия. Количественные характеристики химического равновесия
8	Влияние различных факторов на химическое равновесие. Особенности описания равновесия в гетерогенных системах
Лабораторная работа № 4	
1	Общие свойства растворов. Основные понятия и определения
2	Способы выражения концентрации растворов
3	Термодинамические характеристики процесса образования растворов
4	Коллигативные свойства растворов
5	Влияние различных факторов на свойства растворов электролитов
6	Диссоциация слабых электролитов
7	Растворы сильных электролитов
8	Ионные равновесия в водных растворах электролитов
9	Гидролиз солей
10	Произведение растворимости
Лабораторная работа № 5	
1	Окислительно-восстановительные реакции
2	Метод электронного баланса
3	Метод полуреакций
Лабораторная работа № 6	
1	Классификация коррозионных сред, разрушений и процессов. Показатели скорости коррозии
2	Химическая коррозия: виды и разновидности
3	Электрохимическая коррозия: причины и механизм возникновения
4	Защита от коррозии: легирование металлических материалов; изменение состава и свойств коррозионной среды; электрохимическая защита: виды и механизм действия; защитные покрытия: виды, методы нанесения и области применения

Критерии оценки защиты лабораторных работ:

За защиту лабораторной работы в форме устного ответа на вопросы по теме лабораторной работы студенту задается 5 вопросов: за каждый верный ответ студент получает 1 балл.

10.2.4. Комплект индивидуальных домашних заданий (ИДЗ) к лабораторным работам

Вариант 1

Лаб. раб. 1. Основные классы неорганических соединений

1. Назовите по международной номенклатуре следующие вещества: O_2 , Fe_2O_3 , $Ca(OH)_2$, H_2SO_4 .
2. Рассчитайте объем 20 кг аммиака (NH_3) при н.у.
3. Рассчитайте объем, который занимает 150 г аммиака (NH_3) при 330 мм.рт.ст. и $47^\circ C$.
4. Рассчитайте объем воздуха, необходимый для сжигания 1 кг 96 %-ного спирта (C_2H_5OH).
5. Определить массу карбамида NH_2CONH_2 , которая потребуется чтобы внести в почву 70 кг азота.

Лаб. раб. 2. Определение энтальпии реакции

1. Вычислите ΔH_p^0 в реакции: $2PbS_{(к)} + 3O_{2(г)} \leftrightarrow 2PbO_{(к)} + 2SO_{2(г)}$, если
 $\Delta H_{обр}^0$, кДж/моль -220 0 -102 -297
2. Рассчитайте энтальпию образования ($\Delta H_{обр}^0$) NH_3 , если при образовании 34 г выделилось 92 кДж тепла.
3. Укажите знак ΔH в процессах: а) горение бензола; б) расщепление углеводов; в) нейтрализация серной кислоты гидроксидом натрия.

Лаб. раб. 3. Скорость химических реакций. Химическое равновесие

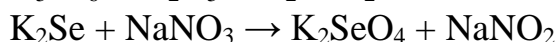
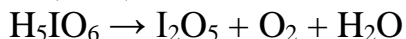
1. Выразите математически скорости прямой и обратной реакций, протекающих в гомогенной системе: $NO + O_2 \leftrightarrow NO_2$.
2. Выразите математически скорости прямой и обратной реакций, протекающих в гетерогенной системе: $H_2O_{(г)} + Al_{(к)} \leftrightarrow Al_2O_{3(к)} + H_{2(г)}$.
3. Напишите формулу для вычисления константы равновесия реакции: $N_{2(г)} + H_{2(г)} \leftrightarrow NH_{3(г)}$.
4. В каком направлении будет смещаться равновесие обратимой реакции: $CaCO_3 \leftrightarrow CaO + CO_2$ при повышении температуры?

Лаб. раб. 4. Растворы электролитов

1. Укажите, какие из солей $SnCl_2$, Na_2SO_4 , $Al(CH_3COO)_3$ гидролизуются? Напишите для них молекулярные и ионные уравнения гидролиза. Укажите характер (рН) среды в растворе каждой из солей.
2. Рассчитайте степень диссоциации борной кислоты HBO_3 , в 0,01 М растворе, если $K_d = 5,8 \cdot 10^{-10}$.
3. Определите рН водных растворов HCl и HCN ($K_d = 7,9 \cdot 10^{-10}$), если их концентрация равна 0,05 моль/л.
4. Рассчитайте растворимость $AgBr$ (моль/л) при комнатной температуре, если $PP = 4,4 \cdot 10^{-13}$.

Лаб. раб. 5. Окислительно-восстановительные реакции

1. Подберите коэффициенты методом электронного баланса в уравнениях реакций:



2. Составьте уравнение реакции и подберите коэффициенты методом электронного баланса:

монооксид углерода + хлорид палладия (II) + вода → палладий + диоксид углерода + ...

Лаб. раб. 6. Коррозия металлов и защита от коррозии

1. В каком из контактов: а) Fe/Pb; б) Mg/Be; в) Sn/Cu скорость коррозии больше? Ответ подтвердите расчётами.
2. В контакте с какими из указанных металлов Fe является анодом: Mn, Ni, Cu?
3. Составьте схему работы (катодный и анодный процессы) гальванопары Zn/Fe в кислой среде.

Критерии оценки ИДЗ:

- оценка «зачтено» выставляется студенту, если ИДЗ верно выполнено и студент получает допуск к выполнению лабораторной работы;

- оценка «не зачтено» выставляется студенту, если в ИДЗ содержатся ошибки, недочёты. После исправлений ИДЗ засчитывается как выполненное и студент получает допуск к выполнению лабораторной работы.

11. Образовательные технологии

При реализации дисциплины используется технология традиционного обучения – организация учебного процесса в вузе, основанная на лекционно-семинарско-зачетной формах обучения. К формам обучения относятся лекции, практические и лабораторные занятия и самостоятельная работа. На лекциях используются наглядные и словесные методы обучения, а на практических и лабораторных занятиях – наглядные, словесные и практические методы. Оценивание знаний студентов производится по балльно-рейтинговой системе.

Методические рекомендации студенту по изучению дисциплины

Модуль 1. Строение и свойства вещества

Темы лекционных занятий:

Основные понятия и законы химии.

Основные классы неорганических веществ.

Строение атомов. Периодическая система элементов Д.И. Менделеева

Химическая связь. Пространственное строение молекул

Темы практических занятий:

Расчеты по формулам и уравнениям.

Строение атома.

Химическая связь.

Тема лабораторного занятия:

Основные классы неорганических веществ

Изучив данный модуль, студент должен:

иметь представление об основных понятиях и законах химии; классификации веществ; строении атома; типах химической связи.

знать:

- основные понятия химии (молекула, атом, химический элемент, моль, молярная масса);
- основные законы химии (сохранения массы, постоянства состава, объемных отношений, Авогадро, уравнение Менделеева-Клапейрона, объединенный газовый закон);
- современную корпускулярно-волновую теорию строения атома; квантовые числа, правила и принципы составления электронной конфигурации химического элемента;
- типы химической связи (ионную, ковалентную, металлическую, водородную), их свойства и характеристики;
- пространственное строение молекул.

уметь:

- проводить химический эксперимент и анализ полученных результатов;
- проводить количественные расчеты по уравнениям химических реакций;
- составлять электронную конфигурацию химических элементов;
- определять тип химической связи в веществе и его пространственное строение; составлять структурную формулу вещества.

Методические рекомендации по изучению модуля

При освоении модуля необходимо:

- изучить учебный материал по соответствующему модулю дисциплины, используя лекционный материал и литературу по данной тематике;
- акцентировать внимание на: основных понятиях и законах химии; классификации веществ; общих химических свойствах веществ одного класса; строении атома; квантовых числах; составлении электронной конфигурации химических элементов; типах химической связи; пространственном строении молекул.
- ответить на контрольные вопросы:
 1. Что такое относительная атомная масса? Рассчитайте относительную атомную массу серы, если $m(S)=5,3 \cdot 10^{-23}$ г, а $m(C)=2,0 \cdot 10^{-23}$ г.

2. Рассчитайте абсолютную массу молекулы серной кислоты, если ее относительная молекулярная масса равна 98.
3. Относительная плотность газа по водороду, содержащего 27,27% углерода и 72,73% кислорода, равна 22. Определите относительную молекулярную массу газа и его химическую формулу.
4. Относительные плотности газов по воздуху равны: а) 0,9; б) 3,17. Определите массу 1 л каждого газа.
5. Определите, какой это металл, если 1,6 г кальция и 2,615 г двухвалентного металла вытесняют из кислоты одинаковый объем водорода при одних и тех же условиях.
6. Хлорид металла содержит 69% хлора. Относительная атомная масса металла равна 47,9. Определите степень окисления металла в этом соединении.
7. При температуре 100⁰С и давлении 50 атм. газ занимает объем 10 м³. Приведите объем этого газа к н.у.
8. Напишите полные электронные конфигурации атомов элементов с порядковыми номерами 15 и 23. Укажите валентные электроны этих элементов.
9. Напишите электронные конфигурации атомов серы и хрома и ионов S²⁻ и Cr³⁺. Сравните радиусы атомов и ионов.
10. У каких из ниже приведенных молекул химические связи имеют полярный характер: O₂, CO, HF, N₂, NH₃.
11. Определите валентность алюминия в основном и возбужденном состояниях.
12. Чему равна масса 1 моль эквивалентов олова в реакциях его восстановления: а) $\text{Sn}^{4+} + 2e = \text{Sn}^{2+}$; б) $\text{Sn}^{4+} + 4e = \text{Sn}^0$
13. Рассчитайте молярную массу эквивалента железа в соединениях его с кислородом, содержащих а) 70 и б) 77,8% железа.
14. Определите эквивалент и молярную массу эквивалента ионов железа в приведенных реакциях: а) $\text{Fe}^{3+} + 1e = \text{Fe}^{2+}$; б) $\text{Fe}^{3+} + 3\text{OH}^- = \text{Fe}(\text{OH})_3$
15. Рассчитайте молярную массу эквивалента металла, если 0,029 г его вытесняют из кислоты 30 мл водорода (н.у.).

Модуль 2. Термодинамика и кинетика химических процессов

Темы лекционных занятий:

Термодинамика химических процессов. Функции состояния: внутренняя энергия, энтальпия

Функции состояния: энтропия, энергия Гиббса. Направление протекания химических реакций

Химическая кинетика. Влияние на скорость химических реакций концентрации, давления

Влияние на скорость химических реакций температуры, катализаторов. Химическое равновесие

Темы практических занятий:

Термодинамика химических реакций

Кинетика химических реакций

Темы лабораторных занятий:

Определение энтальпии реакции

Скорость химических реакций. Химическое равновесие

Изучив данный модуль, студент должен:

иметь представление об энергетических изменениях в системах, в которых происходит взаимодействие между веществами; скорости химических реакций и методах ее регулирования.

знать:

- термодинамические функции состояния, способ из расчета (закон Гесса и его следствие);
- влияние температуры на возможность протекания реакции в зависимости от численных значений энтальпии и энтропии реакции;
- влияние на скорость химической реакции концентрации (закон действующих масс);
- влияние на скорость реакции температуры (правило Вант-Гоффа и уравнение Аррениуса);
- влияние на скорость реакции катализаторов;
- химическое равновесие и способы его смещения (принцип Ле Шателье)

уметь:

- проводить химический эксперимент и анализ полученных результатов;
- определять возможность протекания реакции;
- регулировать скорость химической реакции.

Методические рекомендации по изучению модуля

При освоении модуля необходимо:

- изучить учебный материал по соответствующему модулю дисциплины, используя лекционный материал и литературу по данной тематике;
- акцентировать внимание на: энтальпии образования, сгорания и реакции; энтропии вещества и реакции; энергии Гиббса; кинетических уравнениях для гомо- и гетерогенных реакций; энергии активации; особенностях протекания гетерогенных процессов; химическом равновесии и способах его смещения.
- ответить на контрольные вопросы:
 1. При соединении 3,2 г железа с кислородом выделилось 40 кДж тепла. Рассчитайте энтальпию образования оксида железа (II).
 2. Рассчитайте теплотворную способность метана.

3. Рассчитайте количество тепла, которое выделится при сгорании 50 м³ смеси, состоящей из 50% кислорода, 25% водорода и 25% углекислого газа.
4. Сделайте вывод о возможности самопроизвольного протекания реакции в стандартных условиях, если известно, что $\Delta H_p^0 = -293$ кДж, $\Delta S_p^0 = 27$ Дж/К.
5. Рассчитайте энтальпию реакции: $2\text{NaOH}_{(\text{тв})} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{ж})} = \text{Na}_2\text{SO}_{4(\text{тв})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$.
6. Определите знаки изменения энтальпии и энтропии для следующего термодинамического процесса: $2\text{H}_{2(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$.
7. В каких случаях энтальпия сгорания простого вещества равна энтальпии образования сложного?
8. Как выражается скорость химической реакции по закону действующих масс в гомогенных и гетерогенных реакциях?
9. Определите общий и частные порядки по компонентам следующей химической реакции: $2\text{C}_2\text{H}_6 + 7\text{O}_2 \rightarrow 4\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$.
10. Во сколько раз изменится скорость реакции при изменении температуры на 30⁰С, если $\gamma = 3,0$?
11. Как изменится $v_{\text{пр}}$ газофазной реакции $2\text{A} + 3\text{B} = 2\text{C}$ при увеличении давления в 2 раза?
12. Почему $v_{\text{пр}}$ реакции $\text{Na} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ отличается от $v_{\text{пр}}$ реакции $\text{Ca} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$?
13. Напишите математическое выражение для скорости прямой реакции $\text{CaO}_{(\text{тв})} + \text{CO}_{2(\text{г})} \rightarrow \text{CaCO}_{3(\text{тв})}$.
14. Изменение каких факторов вызовет смещение равновесия обратимой реакции $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$; $\Delta H_p^0 = -92$ кДж в сторону прямой реакции?
15. Вычислите исходные концентрации веществ, если равновесные концентрации известны: $2\text{NO} + \text{Cl}_2 \leftrightarrow 2\text{NOCl}$, $[\text{NO}] = 1,5$ моль/л, $[\text{Cl}_2] = 1$ моль/л, $[\text{NOCl}] = 0,5$ моль/л.

Модуль 3. Растворы и дисперсные системы

Темы лекционных занятий:

Растворы. Способы выражения концентрации растворов. Коллигативные свойства растворов

Свойства растворов электролитов: диссоциация. ионное произведение воды, произведение растворимости, гидролиз солей, направление обменных реакций

Коллоидные растворы: строение коллоидов, получение и свойства

Темы практических занятий:

Способы выражения концентрации растворов

Свойства растворов

Тема лабораторного занятия:

Растворы электролитов

Изучив данный модуль, студент должен:

иметь представление об истинных и коллоидных растворах; свойствах растворов; способах выражения концентрации растворов.

знать:

- составные части растворов;
- количественное выражение состава растворов;
- свойства растворов неэлектролитов и электролитов;
- направление обменных процессов в растворах электролитов;
- коллоидные растворы: строение мицеллы, свойства коллоидов.

уметь:

- проводить химический эксперимент и анализ полученных результатов;
- определять концентрацию растворов;
- определять свойства растворов.

Методические рекомендации по изучению модуля

При освоении модуля необходимо:

- изучить учебный материал по соответствующему модулю дисциплины, используя лекционный материал и литературу по данной тематике;
- акцентировать внимание на: состав растворов; способы выражения концентрации растворов; электролиты и неэлектролиты; свойства неэлектролитов и электролитов; строение мицеллы; коагуляцию коллоидов.
- ответить на контрольные вопросы:
 1. Каков тип химической связи в электролитах? Какие электролиты называют потенциальными? Истинными?
 2. Напишите диссоциацию а) сульфита натрия и б) гидрофосфата калия по первой и второй ступеням.
 3. Выразите константу диссоциации ортофосфорной кислоты по первой ступени.
 4. Определите степень диссоциации 0,001 М раствора уксусной кислоты, если ее $K_d = 1,74 \cdot 10^{-5}$.
 5. Что показывает изотонический коэффициент? Какая связь существует между степенью диссоциации электролита и изотоническим коэффициентом?
 6. Определите температуры кипения и замерзания 0,01 м раствора сульфата натрия, если степень диссоциации составляет 54%.
 7. Что называют ионным произведением воды? Чему оно равно?
 8. Определите рН а) 0,1 М раствора КОН и б) 0,1 М раствора NH_4OH ($K_d = 1,74 \cdot 10^{-5}$).
 9. Определите растворимость гидроксида алюминия, если его $\text{PP} = 5,7 \cdot 10^{-32}$.
 10. Рассчитайте осмотическое давление 0,002 М раствора бензола при температуре 17°C.

11. Напишите гидролиз следующих солей и определите среду их водных растворов: NaNO_3 , ZnCl_2 , Na_2S , $\text{CH}_3\text{COONH}_4$.
12. Покажите строение мицеллы при приливании избытка раствора гидроксида натрия к раствору хлорида цинка.
13. Покажите строение мицеллы при приливании избытка хлорида цинка к раствору гидроксида натрия.

Модуль 4. Электрохимические процессы

Темы лекционных занятий:

Электрохимические системы. Гальванические элементы
Электролиз расплавов и водных растворов. Законы Фарадея
Коррозия металлов. Способы защиты металлов от коррозии

Тема практического занятия:

Электрохимия

Темы лабораторных занятий:

Окислительно-восстановительные реакции
Коррозия металлов

Изучив данный модуль, студент должен:

иметь представление об окислительно-восстановительных реакциях; электрохимических процессах: гальванических, электролиза, коррозии.

знать:

- методы уравнивания окислительно-восстановительных реакций (метод электронного баланса и полуреакций);
- гальванические процессы и работу гальванических элементов;
- электролиз расплавов и водных растворов электролитов;
- законы электролиза;
- виды коррозии и механизмы их протекания;
- способы защиты металлов от коррозии

уметь:

- проводить химический эксперимент и анализ полученных результатов;
- расставлять коэффициенты в окислительно-восстановительных реакциях;
- составлять гальванические процессы, определять электродвижущую силу гальванических элементов;
- составлять процессы электролиза расплавов и водных растворов электролитов;
- определять количества образующихся на электродах веществ при электролизе;
- составлять процессы химической и электрохимической коррозии;

- подбирать способы защиты металлов от коррозии.

Методические рекомендации по изучению модуля

При освоении модуля необходимо:

- изучить учебный материал по соответствующему модулю дисциплины, используя лекционный материал и литературу по данной тематике;
- акцентировать внимание на: методы электронного баланса и полуреакций; гальванические процессы; работу гальванических элементов; расчет ЭДС; анодные и катодные реакции при электролизе; законы Фарадея; типы и механизмы различных видов коррозии; способы защиты металлов от коррозии..
- ответить на контрольные вопросы:
 1. Какую систему называют электрохимической?
 2. Составьте схему двух гальванических элементов, в одном из которых кобальт служил бы катодом, а в другом – анодом. Напишите уравнения реакций, происходящих при работе этих элементов.
 3. Гальванический элемент состоит из хромового электрода, погруженного в 0,01 М раствор CrSO_4 , и стандартного водородного электрода. Напишите уравнения электродных процессов. Чему равна его э.д.с.?
 4. Каким уравнением количественно описывается электролиз?
 5. Что рассчитывают с помощью уравнения Нернста?
 6. Составьте схему электролиза водного раствора хлорида никеля на инертных электродах.
 7. Составьте схемы электролиза водного раствора хлорида железа (II), если: а) анод железный; б) анод угольный.
 8. Раствор содержит ионы Zn^{2+} , Ni^{2+} , Fe^{3+} , Cu^{2+} в одинаковой концентрации. В какой последовательности эти металлы будут выделяться при электролизе, если напряжение достаточно для выделения любого металла?
 9. Вычислите массу никеля, выделившегося на катоде при пропускании тока силой 20 А через раствор нитрата никеля в течение 22 часов.
 10. При электролизе раствора соли олова (II) масса катода увеличилась на 4 г. Что произошло при этом на оловянном аноде?
 11. Рассчитайте объем кислорода, который может быть получен при электролизе током 5 А в течение 2 часов, если выход по току составляет 85%.
 12. При прохождении через раствор соли трехвалентного металла тока силой 1,5 А в течение 30 мин на катоде выделилось 0,18 г металла. Вычислите молярную массу металла и расход электроэнергии, если известно, что напряжение в сети равно 6 В, а выход по току 72%.
 13. Какой контакт является наиболее коррозионноопасным для железа: Fe/Cu, Fe/Sn, Fe/Ag?
 14. В контакте с каким из металлов медь является анодом: хром, золото, никель.
 15. Напишите электрохимические процессы (анодный и катодный), протекающие в контакте Al/Cu в растворе хлорида натрия.

12. Учебно-методическое и информационное обеспечение дисциплины (учебного курса)

12.1. Обязательная литература

№ п/п	Библиографическое описание	Тип (учебник, учебное пособие, учебно-методическое пособие, практикум, др.)	Количество в библиотеке
1	Общая химия. [Электронный ресурс] : теория и задачи : учеб. пособие / Н. В. Коровин [и др.] ; под ред. Н. В. Коровина, Н. В. Кулешова. - Изд. 2-е, стер. - Санкт-Петербург : Лань, 2017. - 492 с. : ил. - (Учебники для вузов. Специальная литература). - ISBN 978-5-8114-1736-0.	Учебное пособие	ЭБС "Лань"
2	Химия [Электронный ресурс] : учеб. для вузов / Л. Н. Блинов [и др.] ; под науч. ред. И. Л. Перфиловой, Т. В. Соколовой. - Санкт-Петербург : Лань, 2016. - 272 с. : ил. - (Учебники для вузов. Специальная литература). - ISBN 978-5-8114-2038-4	Учебник	ЭБС "Лань"
3	Борзова Л. Д. Основы общей химии [Электронный ресурс] : учеб. пособие / Л.Д. Борзова, Н.Ю. Черникова, В.В. Якушев. - Санкт-Петербург : Лань, 2014. - 469 с. : ил. - (Учебники для вузов. Специальная литература). - ISBN 978-5-8114-1608-0.	Учебное пособие	ЭБС "Лань"
4	Ахметов Н. С. Общая и неорганическая химия [Электронный ресурс] : учеб. пособие для вузов / Н. С. Ахметов. - Изд. 8-е, стер. - Санкт-Петербург : Лань, 2014. - 743 с. : ил. - (Учебники для вузов. Специальная литература). - ISBN 978-5-8114-1710-0.	Учебное пособие	ЭБС "Лань"

12.2. Дополнительная литература и учебные материалы (аудио-, видеопособия и др.)

- фонд научной библиотеки ТГУ:

№ п/п	Библиографическое описание	Тип (учебник, учебное пособие, учебно-методическое пособие, практикум, аудио-, видеопособия и др.)	Количество в библиотеке
1	Павлов Н.Н. Общая и неорганическая химия [Электронный ресурс] : учебник / Н. Н. Павлов. - Изд. 3-е, испр. и доп. - Санкт-Петербург : Лань, 2011. - 496 с. : ил. - (Учебники для вузов. Специальная литература). - ISBN 978-5-8114-1196-2.	Учебник	ЭБС "Лань"
2	Болтromeюк В.В. Общая химия [Электронный ресурс]: учеб. пособие / В.В. Болтromeюк – Минск : Вышэйшая школа, 2012. – 624 с.: ил. – ISBN 978-985-06-2144-3.	Учебное пособие	ЭБС "IPRbooks"
3	Общая и неорганическая химия [Электронный ресурс] : учеб.-метод. пособие / Н. Ш. Мифтахова [и др.]. - Казань : Изд-во КНИТУ, 2013. - 184 с. - ISBN 978-5-7882-1488-7.	Учебно-методическое пособие	ЭБС "IPRbooks"
4	Стась Н. Ф. Решение задач по общей химии [Электронный ресурс] : учеб. пособие / Н. Ф. Стась, А. В. Коршунов. - Изд. 3-е, стер. - Санкт-Петербург : Лань, 2016. - 168 с. : ил. - (Учебники для вузов. Специальная литература). - ISBN 978-5-8114-2274-6.	Учебное пособие	ЭБС "Лань"
5	Стась Н. Ф. Задачи, упражнения и вопросы по общей химии [Электронный ресурс] : учеб. пособие / Н. Ф. Стась, В. Н. Лисец-	Учебное пособие	ЭБС "Лань"

№ п/п	Библиографическое описание	Тип (учебник, учебное пособие, учебно-методическое пособие, практикум, аудио-, видеопособия и др.)	Количество в библиотеке
	кий. - Изд. 5-е, стер. - Санкт-Петербург : Лань, 2017. - 108 с. : ил. - (Учебники для вузов. Специальная литература). - ISBN 978-5-8114-2282-1.		
6	Ахметов Н. С. Лабораторные и семинарские занятия по общей и неорганической химии [Электронный ресурс] : учеб. пособие для вузов / Н. С. Ахметов, М. К. Азизова, Л. И. Бадыгина. - Изд. 6-е, стер. - Санкт-Петербург : Лань, 2014. - 367 с. : ил. - (Учебники для вузов. Специальная литература). - ISBN 978-5-8114-1716-2.	Учебное пособие	ЭБС "Лань"

СОГЛАСОВАНО

Директор научной библиотеки _____

(подпись)

А.М. Асаева

(И.О.)

Фамилия)

« _____ » _____ 20 _____ г.

(МП)

12.3. Перечень ресурсов информационно-телекоммуникационной сети "Интернет"

Бутлеровские сообщения [Электронный ресурс] : многопредмет. науч. журн. / ООО «Инновационно-издательский дом «Бутлеровское наследие»». – Электрон. журнал. – Казань : ООО «Инновационно-издательский дом «Бутлеровское наследие»», 1999-. Режим доступа к журн.: <http://butlerov.com/stat/reports/view.asp?lang=ru>

Химия в интересах устойчивого развития [Электронный ресурс] :
международ. науч. журн. / Сибирское отделение РАН. – Электрон. журнал. –
Новосибирск : Издательство СО РАН, 1999- . Режим доступа к журн.
<http://www.sibran.ru/journals/Hviur/>

12.4. Перечень программного обеспечения

№ п/п	Наименование ПО	Количество лицензий	Реквизиты договора (дата, номер, срок действия)
1	Windows	1398	бессрочная
2	Office Standart	1398	бессрочная

12.5. Описание материально-технической базы, необходимой для осуществления образовательного процесса по дисциплине (модулю)

№ п/п	Наименование оборудованных учебных кабинетов, лабораторий, мастерских и др. объектов для проведения практических и лабораторных занятий	Перечень основного оборудования	Фактический адрес учебных кабинетов, лабораторий, мастерских и др.	Площадь, м ²	Количество посадочных мест
1	Учебная аудитория для проведения занятий лекционного типа. Учебная аудитория для проведения занятий семинарского типа. Учебная аудитория для курсового проектирования (выполнения курсовых работ). Учебная аудитория для проведения групповых и	Столы ученические трехместные моноблок-, стол преподавательский, сул преподавательский, кафедра, доска меловая. Экран навесной, проектор., процессор. Мышь комп., пульт.	445020 Самарская обл. г.Тольятти, ул. Белорусская, 16-Б, позиция по ТП № 7 1 этаж (А-125)	214,3	187

№ п/п	Наименование оборудованных учебных кабинетов, лабораторий, мастерских и др. объектов для проведения практических и лабораторных занятий	Перечень основного оборудования	Фактический адрес учебных кабинетов, лабораторий, мастерских и др.	Площадь, м ²	Количество посадочных мест
	индивидуальных консультаций. Учебная аудитория для проведения занятий текущего контроля и промежуточной аттестации.(А-125)				
2	Учебная аудитория для проведения занятий лекционного типа. Учебная аудитория для проведения занятий семинарского типа. Учебная аудитория для курсового проектирования (выполнения курсовых работ). Учебная аудитория для проведения групповых и индивидуальных консультаций. Учебная аудитория для проведения занятий текущего контроля и промежуточной аттестации.(Г-302)	столы ученические двухместные (моноблоки)., стол преподавательский, стул., доска аудиторная (меловая), трибуна	445020 Самарская обл. г.Тольятти, ул. Белорусская, 14, позиция по ТП № 47 3 этаж (Г-302)	101,3	99
3	Лаборатория	Столы лаборатор-	445020 Самар-	85,6	24

№ п/п	Наименование оборудованных учебных кабинетов, лабораторий, мастерских и др. объектов для проведения практических и лабораторных занятий	Перечень основного оборудования	Фактический адрес учебных кабинетов, лабораторий, мастерских и др.	Площадь, м ²	Количество посадочных мест
	"Общей химии"	ные, столы преподавательские, стол приборный, вытяжной шкаф, шкаф для реактивов, шкаф для посуды, парты ученические, мойки, доска аудиторная (меловая), электроплитки, спиртовки, термометры, химическая посуда.	ская обл. г.Тольятти, ул. Белорусская, 16-Б, позиция по ТП № 6 3 этаж (А-310)		
5	Компьютерный класс. Помещение для самостоятельной работы. Учебная аудитория для проведения занятий семинарского типа. Учебная аудитория для курсового проектирования (выполнения курсовых работ). Учебная аудитория для проведения групповых и индивидуальных консультаций. Учебная аудитория для проведения занятий текущего контроля и промежуточной	Столбы ученические, стулья ученические, ПК с выходом в сеть Интернет.	445020 Самарская обл. г.Тольятти, ул. Белорусская, 14, позиция по ТП № 48 4 этаж (Г-401)	84,8	16

№ п/п	Наименование оборудованных учебных кабинетов, лабораторий, мастерских и др. объектов для проведения практических и лабораторных занятий	Перечень основного оборудования	Фактический адрес учебных кабинетов, лабораторий, мастерских и др.	Площадь, м ²	Количество посадочных мест
	аттестации.(Г-401)				