

МИНОБРНАУКИ РОССИИ
федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
«Нижегородский государственный технический университет
им. Р.Е. Алексеева»(НГТУ)

Образовательно-научный институт ядерной энергетики и технической
физики им. академика Ф.М. Митенкова
(ИЯЭиТФ)

УТВЕРЖДАЮ:

Директор института:

_____/А.Е. Хробостов/

подпись ФИО

“15” июня 2021 г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ

Б1.Б.5 Химия

(индекс и наименование дисциплины по учебному плану)

для подготовки бакалавров/специалистов/магистров

Направление подготовки: 12.03.04 «Биотехнологические системы и технологии»

(код и наименование направления подготовки, специальности)

Направленность: «Инженерное дело в медико-биологической практике»

(наименование профиля, программы магистратуры, специализации)

Форма обучения: очная

(очная, очно-заочная, заочная)

Год начала подготовки: 2021

Выпускающая кафедра: БиЯМ

аббревиатура кафедры

Кафедра-разработчик ПБЭиХ

аббревиатура кафедры

Объем дисциплины 144/4

часов/з.е

Промежуточная аттестация: экзамен

экзамен, зачет с оценкой, зачет

Разработчик (и): Лукьянова Юлия Михайловна, к.х.н.

(ФИО, ученая степень, ученое звание)

НИЖНИЙ НОВГОРОД, 2021 год

Рабочая программа дисциплины: разработана в соответствии с Федеральным государственным образовательным стандартом высшего образования (ФГОС ВО 3++) по направлению подготовки 12.03.04 «Биотехнологические системы и технологии», утвержденного приказом МИНОБРНАУКИ РОССИИ

от 19 сентября 2017 г. № 950 на основании учебного плана, принятого УМС НГТУ
протокол от 15 июня 2021 года № 7

Рабочая программа одобрена на заседании кафедры протокол 01.06.2021г. № 9

Зав. кафедрой: д.х.н., профессор, профессор Наумов В.И. _____
(подпись)

Рабочая программа зарегистрирована в УМУ регистрационный № 12.03.04 – И - 4

Начальник МО _____ / _____ /
(подпись)

Заведующая отделом комплектования НТБ

/Н.И. Кабанина/
(подпись)

СОДЕРЖАНИЕ

1. Цель и задачи освоения дисциплины	ОШИБКА! ЗАКЛАДКА НЕ ОПРЕДЕЛЕНА.
2. Место дисциплины в структуре образовательной программы	4
3. Компетенции обучающегося, формируемые в результате освоения дисциплины	7
4. Текущий контроль успеваемости и промежуточная аттестация по итогам освоения дисциплины.....	17
5. Структура и содержание дисциплины	
6. Учебно-методическое обеспечение дисциплины.....	16
7. Информационное обеспечение дисциплины	20
8. Образовательные ресурсы для инвалидов и лиц с ОВЗ.....	19
9. Материально-техническое обеспечение, необходимое для осуществления образовательного процесса по дисциплине.....	20
10. Методические рекомендации обучающимся по освоению дисциплины.....	21
11.Оценочные средства для контроля освоения дисциплины.....	24
12. Приложения.....	27
13.Лист актуализации рабочей программы дисциплины.....	31

1. ЦЕЛИ И ЗАДАЧИ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

1.1. Целью (целями) освоения дисциплины «Химия» является формирование объективного и целостного естественнонаучного мировоззрения; углубление, развитие и систематизация химических знаний, необходимых при решении практических вопросов разного уровня сложности в ходе выполнения профессиональных задач в области научно-исследовательской, производственно-технологической и проектной деятельности

1.2. Задачи освоения дисциплины (модуля):

- готовность студентов к использованию полученных при изучении дисциплины «Химия» знаний, умений, навыков и компетенций при изучении общенаучных и специальных дисциплин, а также для решения профессиональных задач;
- формирование навыков работы в химической лаборатории, проведения научного исследования, анализа результатов эксперимента;
- готовность студентов к организации самостоятельной деятельности для решения поставленных задач;
- готовность студентов к пользованию информационными системами (учебная, научная литература, интернет-ресурсы).

2. МЕСТО ДИСЦИПЛИНЫ В СТРУКТУРЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЙ ПРОГРАММЫ

2.1. Учебная дисциплина (модуль) «Химия» включена в обязательный перечень дисциплин обязательной части образовательной программы вне зависимости от ее направленности (профиля). Дисциплина реализуется в соответствии с требованиями ФГОС, ОП ВО и УП, по данному направлению подготовки.

Дисциплина основывается на базовых знаниях, полученных студентами при изучении химии, физики и математики в курсе средней школы. Для усвоения дисциплины студент должен владеть химической терминологией; понимать смысл химических формул и символов, индексов и коэффициентов в химических уравнениях реакций; иметь представления об основных классах неорганических соединений; понимать различие между химическими и физическими явлениями; иметь представление об атомно-молекулярном учении; иметь навыки решения простейших расчетных задач.

Дисциплина «Химия» является основополагающей для изучения ряда общенаучных и специальных дисциплин, связанных с химией. Примерами таких дисциплин являются: «Биохимия», где используются умения и навыки, полученные студентами при изучении общей химии, решения расчетных задач, уравнивания окислительно-восстановительных реакций методом полуреакций и сформированные компетенции в определении возможности протекания химических процессов. «Химия» является пререквизитом изучения дисциплины «Органическая химия», «Биохимия» и «Ядерная физика», так как формирует компетенцию студентов в области строения вещества. В курсе химии закладываются основы понимания сущности и выявления причин протекания химических процессов, что в дальнейшем используется при изучении специальных дисциплин, таких как «Биохимия», «Биофизические основы живых систем» и др.

Результаты обучения, полученные при освоении дисциплины, необходимы при изучении следующих дисциплин; «Биохимия», «Термодинамика», «Биофизические основы живых систем» и др. и при выполнении выпускной квалификационной работы.

Особенностью дисциплины является проведение лабораторных работ, что позволяет приобрести студентам умения работать с химическими реагентами, посудой и приборами, осуществлять химический эксперимент и проводить первичные научные исследования. В лабораторные работы введены элементы, повышающие интерес студентов к ним и их познавательную активность. В работе "Определение теплового эффекта реакции" теплоемкость калориметра определяется методически более грамотно, чем это описано во всех лабораторных практикумах, а в работе "Скорость химической реакции", помимо качественных зависимостей скорости реакции от концентрации реагентов и температуры, студенты результаты эксперимента обрабатывают количественно и вычисляют энергию активации и кинетический порядок реакции. Для повышения познавательной активности студентов и приобретения ими первичных навыков научного исследования, в эти классические лабораторные работы введены элементы научного исследования, как-то: а) самостоятельно подобрать реактивы для проведения той или иной реакции; б) объяснить протекание одной реакции и не протекание другой, на первый взгляд подобной, реакции; в) предсказать практическое значение той или иной реакции, сопровождающейся необычным эффектом, и т.д.

Рабочая программа дисциплины «Химия» для инвалидов и лиц с ограниченными возможностями здоровья разрабатывается индивидуально с учетом особенностей психофизического развития, индивидуальных возможностей и состояния здоровья таких обучающихся.

3. КОМПЕТЕНЦИИ ОБУЧАЮЩЕГОСЯ, ФОРМИРУЕМЫЕ В РЕЗУЛЬТАТЕ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

Процесс изучения дисциплины (модуля) «Химия» направлен на:

- формирование элементов следующих компетенций в соответствии с ОПОП ВО по направлению подготовки (специальности) 12.03.04 «Биотехнологические системы и технологии»:

а) общепрофессиональных (ОПК): ОПК-1.

Таблица 1- Формирование компетенций дисциплинами

Наименование дисциплин, формирующих компетенцию совместно	Семестры, формирования компетенций дисциплинами							
ОПК-1	1	2	3	4	5	6	7	8
Химия (Б1.Б.5)	✓							
Математика (Б.1.Б.6)	✓	✓	✓	✓		✓		
Математический анализ (Б1.Б.6.1)	✓	✓						
Аналитическая геометрия. Линейная алгебра(Б1.Б.6.2)	✓							
Обыкновенные дифференциальные уравнения (Б1.Б6.3)		✓						

<i>Наименование дисциплин, формирующих компетенцию совместно</i>	<i>Семестры, формирования компетенций дисциплинами</i>							
<i>ОПК-1</i>	<i>1</i>	<i>2</i>	<i>3</i>	<i>4</i>	<i>5</i>	<i>6</i>	<i>7</i>	<i>8</i>
Теория функций комплексного переменного (Б1.Б.6.4)			✓					
Теория вероятностей (Б1.Б.6.5)				✓				
Физика (Б1.Б.7)		✓	✓	✓				
Электротехника и электроника (Б1.Б.15)					✓	✓		
Управление в биотехнических системах (Б1.Б.19)							✓	
Анализ и обработка цифровых изображений (Б1.Б.20)							✓	✓
Ознакомительная практика (Б2.У.1)		✓						
Подготовка к процедуре защиты и защита ВКР (Б3.Д.1)								✓

**ПЕРЕЧЕНЬ ПЛАНИРУЕМЫХ РЕЗУЛЬТАТОВ ОБУЧЕНИЯ ПО ДИСЦИПЛИНЕ, СООТНЕСЕННЫХ С
ПЛАНИРУЕМЫМИ РЕЗУЛЬТАТАМИ ОСВОЕНИЯ ОП**

Таблица 2- Перечень планируемых результатов обучения по дисциплине, соотнесенных с планируемыми результатами освоения

Код и наименование компетенции	Код и наименование индикатора достижения компетенции	Планируемые результаты обучения по дисциплине			Оценочные средства	
					Текущего контроля	Промежуточной аттестации
ОПК-1. Способен применять естественнонаучные и общинженерные знания, методы математического анализа и моделирования в инженерной деятельности, связанной с разработкой, проектированием, конструированием, технологиями производства и эксплуатации биотехнических систем.	ИОПК-1.1 Использует базовые знания естественно-научных дисциплин в профессиональной деятельности.	ЗНАТЬ: - основные понятия и фундаментальные законы химии; - теоретические основы общих закономерностей протекания химических реакций, химической термодинамики, кинетики и катализа, электрохимических процессов.	УМЕТЬ: применять базовые знания по химии в профессиональной деятельности.	ВЛАДЕТЬ: - информацией о назначении областей применения основных химических веществ и их соединений.	- Контрольные вопросы к отчетам по лабораторным работам - Задания к письменным контрольным работам по разделам	Вопросы для письменного экзамена (30 билетов) Вопросы для устного собеседования на экзамене: билеты (30 билетов)
	ИОПК-1.2. Применяет методы математического анализа и моделирования, теоретического и экспериментального исследования	ЗНАТЬ: возможности современных методов физико-химического анализа.	УМЕТЬ: - осуществлять лабораторный химический эксперимент с соблюдением норм техники безопасности; - систематизировать и анализировать результаты химических экспериментов, наблюдений, измерений; - выполнять расчеты с	ВЛАДЕТЬ: - методами обработки результатов эксперимента; - физико-математическим аппаратом расчетно-теоретических методов для изучения свойств веществ и процессов с их участием.	- Контрольные вопросы к отчетам по лабораторным работам - Задания к письменным контрольным работам по разделам	

Код и наименование компетенции	Код и наименование индикатора достижения компетенции	Планируемые результаты обучения по дисциплине			Оценочные средства	
					Текущего контроля	Промежуточной аттестации
			использованием экспериментальных и справочных данных.			

4. СТРУКТУРА И СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

4.1 Распределение трудоёмкости дисциплины по видам работ по семестрам

Общая трудоёмкость дисциплины составляет 4 зачетных единицы, 144 часов, распределение часов по видам работ семестрам представлено в таблице 3.

Таблица 3 -Распределение трудоёмкости дисциплины по видам работ по семестрам

Вид учебной работы	Трудоёмкость в час		
	Всего часов	В т.ч. по семестрам	
		1 сем	2 сем
Формат изучения дисциплины	с использованием элементов электронного обучения		
Общая трудоёмкость дисциплины по учебному плану	144	144	
1. Контактная работа:	57	57	
1.1.Аудиторная работа, в том числе:	51	51	
занятия лекционного типа (Л)	34	34	
занятия семинарского типа (ПЗ-семинары, практические занятия и др)			
лабораторные работы (ЛР)	17	17	
1.2.Внеаудиторная, в том числе	6	6	
курсовая работа (проект) (КР/КП) (консультация, защита)			
текущий контроль, консультации по дисциплине			
контактная работа на промежуточном контроле (КРА)	6	6	
2. Самостоятельная работа (СРС)	51	51	
реферат/эссе (подготовка)			
расчётно-графическая работа (РГР) (подготовка)			
контрольная работа	+	+	
курсовая работа/проект (КР/КП) (подготовка)			
самостоятельное изучение разделов, самоподготовка (проработка и повторение лекционного материала и материала учебников и учебных пособий, подготовка к лабораторным и практическим занятиям, коллоквиум и т.д.)	51	51	
Подготовка к экзамену (контроль)	36	36	

4.2. Содержание дисциплины, структурированное по темам

Таблица 4 -Содержание дисциплины, структурированное по темам

Планируемые (контролируемые) результаты освоения: код УК; ОПК; ПК и индикаторы достижения компетенций	Наименование разделов, тем	Виды учебной работы				Вид СРС	Наименование используемых активных и интерактивных образовательных технологий ¹²	Реализация в рамках Практической подготовки (трудоемкость в часах) ¹³	Наименование разработанного Электронного курса (трудоемкость в часах) ¹⁴
		Контактная работа			Самостоятельная работа студентов (СРС), час				
		Лекции, час	Лабораторные работы, час	Практические занятия, час					
1 СЕМЕСТР									
ОПК-1 ИОПК-1.1 ИОПК-1.2	Раздел 1 Общие закономерности химических процессов								
	Тема 1.1 Введение. Основные законы химии.	2			2	подготовка к лекциям 1.2 (ст. 5-30); 2.1 (ст.8-15)	лекция-объяснение с частичным привлечением формы дискуссии, беседы		
	Тема 1.2. Основные положения, элементы химической термодинамики и тепловые эффекты химических реакций.	2			3	подготовка к ЛР [3.2] стр. 3-35	лекция-объяснение с частичным привлечением формы дискуссии, беседы		
	Лабораторная работа № 1.2. Элементы химической термодинамики и тепловые эффекты химических реакций. Решение задач по теме 1.2.		1		2	подготовка к лекциям 1.2 (ст. 5-35); 3.2 (ст.1-15)			
	Тема 1.3. Основные закономерности химической кинетики. Закон действия масс и энергия активации процесса.	2			2	подготовка к ЛР [3.4] стр. 35-50	лекция-объяснение с частичным привлечением формы дискуссии, беседы		
	Лабораторная работа №1.3. Основные закономерности		1		2	подготовка к лекциям 1.2 (ст. 35-50); 3.4			

Планируемые (контролируемые) результаты освоения: код УК; ОПК; ПК и индикаторы достижения компетенций	Наименование разделов, тем	Виды учебной работы				Вид СРС	Наименование используемых активных и интерактивных образовательных технологий ¹²	Реализация в рамках Практической подготовки (трудоемкость в часах) ¹³	Наименование разработанного Электронного курса (трудоемкость в часах) ¹⁴
		Контактная работа			Самостоятельная работа студентов (СРС), час				
		Лекции, час	Лабораторные работы, час	Практические занятия, час					
	химической кинетики. Закон действия масс и энергия активации процесса. Решение задач по теме.					(ст.1-20)			
	Тема 1.4. Скорость химических реакций. Химическое равновесие.	2			2		лекция-объяснение с частичным привлечением формы дискуссии, беседы		
	Лабораторная работа № 1.4 «Скорость химической реакции. Химическое равновесие»		2		1	подготовка к ЛР [3.4] стр. 20-37			
	Лабораторная работа № 1.5 Сдача отчетов. Контрольная работа по темам 1.2-1.4.		2		2	оформление отчетов по результатам лабораторных работ [3.1] стр.33-38, подготовка к КР [3.3] стр.3-33			
	Самостоятельная работа по освоению 1 раздела:				3	Выполнение домашних КР [3.2] стр. 24-33 и [3.4] стр.1-25 (по выбору преподавателя)			
	Итого по 1 разделу	8	6		8				
ОПК-1	Раздел 2 Дисперсные системы и растворы								

Планируемые (контролируемые) результаты освоения: код УК; ОПК; ПК и индикаторы достижения компетенций	Наименование разделов, тем	Виды учебной работы				Вид СРС	Наименование используемых активных и интерактивных образовательных технологий ¹²	Реализация в рамках Практической подготовки (трудоемкость в часах) ¹³	Наименование разработанного Электронного курса (трудоемкость в часах) ¹⁴
		Контактная работа			Самостоятельная работа студентов (СРС), час				
		Лекции, час	Лабораторные работы, час	Практические занятия, час					
ИОПК-1.1 ИОПК-1.2	Тема 2.1 Грубодисперсные системы и истинные растворы	1			1	подготовка к лекциям 1.2 (ст.50-80); 2.1 (ст.30-55)	лекция-объяснение с частичным привлечением формы дискуссии, беседы		
	Тема 2.2. Растворы электролитов.	2			2	подготовка к ЛР [3.5] стр. 25-32	лекция-объяснение с частичным привлечением формы дискуссии, беседы		
	Тема 2.3. Растворимость. Гидролиз солей.	2			2		лекция-объяснение с частичным привлечением формы дискуссии, беседы		
	Лабораторная работа № 2.1 Растворы электролитов. Гидролиз.		2		1	подготовка к ЛР [3.5] стр. 25-32			
	Лабораторная работа № 2.2 Растворы электролитов. Растворимость. Решение задач по темам 2.2, 2.3.		2		1	подготовка к лекциям 1.2 (ст.50-80); 3.5 (ст.1-32)			
	Лабораторная работа № 2.3 Сдача отчетов. Контрольная работа		2		2	оформление отчетов по результатам лабораторных работ [3.5] стр.25-32, подготовка к КР [3.7] стр.1-14			
	Самостоятельная работа по освоению 2 раздела:				2	Выполнение домашних КР			

Планируемые (контролируемые) результаты освоения: код УК; ОПК; ПК и индикаторы достижения компетенций	Наименование разделов, тем	Виды учебной работы				Вид СРС	Наименование используемых активных и интерактивных образовательных технологий ¹²	Реализация в рамках Практической подготовки (трудоемкость в часах) ¹³	Наименование разработанного Электронного курса (трудоемкость в часах) ¹⁴
		Контактная работа			Самостоятельная рабога студентов (СРС), час				
		Лекции, час	Лабораторные работы, час	Практические занятия, час					
						[3.5 стр. 1-33 (по выбору преподавателя)			
	Итого по 2 разделу	5	6		11				
ОПК-1 ИОПК-1.1 ИОПК-1.2	Раздел 3 Окислительно-восстановительные реакции и электрохимические процессы								
	Тема 3.1 Окислительно-восстановительные реакции.	2			1	подготовка к лекциям 1.2 (ст. 80-100); 3.6 (ст.1-36)	лекция-объяснение с частичным привлечением формы дискуссии, беседы		
	Лабораторная работа № 3.1.1 Окислительно-восстановительные реакции.		1		1	подготовка к ЛР [36] стр. 25-36			
	Лабораторная работа № 3.1.2 Окислительно-восстановительные реакции. Расстановка коэффициентов методом ионно-электронных уравнений. Решение задач по теме 3.1		1		1	Выполнение домашних КР [3.5 стр. 1-36 (по выбору преподавателя)			
	Тема 3.2 Электрохимия. Химические источники тока	1			2	подготовка к лекциям 1.2 (ст. 100-130); 3.8 (ст.8-15)	лекция-объяснение с частичным привлечением формы дискуссии, беседы		
	Тема 3.3 Электродный потенциал	2			1		лекция-объяснение с частичным привлечением формы дискуссии, беседы		
	Тема 3.4 Электролиз. Решение задач	2			2	Решение задач [3.8]			

Планируемые (контролируемые) результаты освоения: код УК; ОПК; ПК и индикаторы достижения компетенций	Наименование разделов, тем	Виды учебной работы				Вид СРС	Наименование используемых активных и интерактивных образовательных технологий ¹²	Реализация в рамках Практической подготовки (трудоемкость в часах) ¹³	Наименование разработанного Электронного курса (трудоемкость в часах) ¹⁴
		Контактная работа			Самостоятельная работа студентов (СРС), час				
		Лекции, час	Лабораторные работы, час	Практические занятия, час					
	по темам 3.2,3.4.					(ст.1-35)			
	Лабораторная работа № 3.2. Электрохимия. Химические источники тока. Электролиз. Решение задач по темам 3.2, 3.3., 3.4.		1		2	подготовка к ЛР [3.8] стр. 1-35	Моделирование производственных процессов и ситуаций		
	Лабораторная работа № 3.3 Электрохимия		1		1	подготовка к лекциям 1.2 (ст. 5-30); 3.8 (ст.35-52)			
	Лабораторная работа № 3.3 Сдача отчетов Контрольная работа		1		2	подготовка к КР [3.6] стр. 1-27, [3.3] стр. 10-31			
	Самостоятельная работа по освоению 3 раздела:				3	Выполнение домашних КР [3.6] стр. 23-33 (по выбору преподавателя)			
	Итого по 3 разделу	7	5		16				
	Раздел 4 Коррозия								
ОПК-1 ИОПК-1.1 ИОПК-1.2	Тема 4.1 Коррозия металлов	1			1	подготовка к лекциям 1.2 (ст. 130-150); 2.1 (ст.55-75)	лекция-объяснение с частичным привлечением формы дискуссии, беседы		
	Тема 4.2. Методы защиты металлов от коррозии.	1			1	подготовка к ЛР [3.9] стр. 46-53	лекция-объяснение с частичным привлечением формы дискуссии, беседы		
	Самостоятельная работа				2	выполнение			

Планируемые (контролируемые) результаты освоения: код УК; ОПК; ПК и индикаторы достижения компетенций	Наименование разделов, тем	Виды учебной работы				Вид СРС	Наименование используемых активных и интерактивных образовательных технологий ¹²	Реализация в рамках Практической подготовки (трудоемкость в часах) ¹³	Наименование разработанного Электронного курса (трудоемкость в часах) ¹⁴
		Контактная работа			Самостоятельная рабога студентов (СРС), час				
		Лекции, час	Лабораторные работы, час	Практические занятия, час					
						домашних КР [3.9] стр. 2-14 (по выбору преподавателя)			
	Итого по 4 разделу	2			4				
ОПК-1 ИОПК-1.1 ИОПК-1.2	Раздел 5 Строение атома и химическая связь								
	Тема 5.1 Строение атома	4			2	подготовка к лекциям 1.2 (ст. 175-200); 3.10 (ст.88-120)	лекция-объяснение с частичным привлечением формы дискуссии, беседы		
	Тема 5.2 Химическая связь	4			2	подготовка к лекциям 1.2 (ст. 5-30); 3.11 (ст.8-15)	лекция-объяснение с частичным привлечением формы дискуссии, беседы		
	Самостоятельная работа по освоению 5 раздела:				2	Выполнение домашних КР [3.12] стр.3-36 (по выбору преподавателя)			
	Итого по 5 разделу	8			6				
	Раздел 6 Элементы органической химии								
ОПК-1 ИОПК-1.1 ИОПК-1.2	Тема 6.1 Классификация, номенклатура и химические свойства углеводородов	2			2	подготовка к лекциям 1.4 (ст. 90-156)	лекция-объяснение с частичным привлечением формы дискуссии, беседы		
	Тема 6.2 Классификация, номенклатура и химические свойства	2			2	подготовка к лекциям 1.5 (ст. 88—150)	лекция-объяснение с частичным привлечением формы		

Планируемые (контролируемые) результаты освоения: код УК; ОПК; ПК и индикаторы достижения компетенций	Наименование разделов, тем	Виды учебной работы				Вид СРС	Наименование используемых активных и интерактивных образовательных технологий ¹²	Реализация в рамках Практической подготовки (трудоемкость в часах) ¹³	Наименование разработанного Электронного курса (трудоемкость в часах) ¹⁴
		Контактная работа			Самостоятельная работа студентов (СРС), час				
		Лекции, час	Лабораторные работы, час	Практические занятия, час					
	кислородсодержащих органических соединений						дискуссии, беседы		
	Самостоятельная работа по освоению 6 раздела:				2	Выполнение домашних КР [3.13] стр.3-12 (по выбору преподавателя)			
	Итого по 6 разделу	4			6				
ИТОГО ЗА СЕМЕСТР		34	17		51				
ИТОГО по дисциплине		34	17		51				

5. ТЕКУЩИЙ КОНТРОЛЬ УСПЕВАЕМОСТИ И ПРОМЕЖУТОЧНАЯ АТТЕСТАЦИЯ ПО ИТОГАМ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ.

Текущий контроль осуществляется по всем видам учебного процесса: тестирование по темам лекционных занятий, решение практических задач, контрольные работы.

5.1. Типовые контрольные задания или иные материалы, необходимые для оценки знаний, умений и навыков и (или) опыта деятельности

Вопросы, индивидуальные задания и задачи представлены в методических указаниях к практическим и лабораторным занятиям [3.1 – 3.13], представленных в п. 6.3.

5.2. Описание показателей и критериев контроля успеваемости, описание шкал оценивания

Для оценки знаний, умений, навыков и формирования компетенции по дисциплине может применяться **балльно-рейтинговая/традиционная** система контроля и оценки успеваемости студентов.

Таблица 5 – Балльно-рейтинговая система оценивания

Шкала оценивания	Экзамен
41-50	Отлично
31-41	Хорошо
21-30	Удовлетворительно
0-20	Неудовлетворительно

Таблица 6 –Критерии оценивания результата обучения по дисциплине и шкала оценивания

Код и наименование компетенции	Код и наименование индикатора достижения компетенции	Критерии оценивания результатов обучения			
		Оценка «неудовлетворительно» / «не зачтено» 0-59% от max рейтинговой оценки контроля	Оценка «удовлетворительно» / «зачтено» 60-74% от max рейтинговой оценки контроля	Оценка «хорошо» / «зачтено» 75-89% от max рейтинговой оценки контроля	Оценка «отлично» / «зачтено» 90-100% от max рейтинговой оценки контроля
ОПК-1. Способен применять естественнонаучные и инженерные знания, методы математического анализа и моделирования в инженерной деятельности, связанной с разработкой, проектированием, конструированием, технологиями производства и эксплуатации биотехнических систем.	ИОПК-1.1. Использует базовые знания естественно-научных дисциплин в профессиональной деятельности.	Не способен усвоить теоретические основы общих закономерностей протекания химических реакций, химической термодинамики, кинетики и катализа, электрохимических процессов. Не владеет информацией о назначении и областях применения основных химических веществ и их соединений.	Слабо знает основные понятия и фундаментальные законы химии; теоретические основы общих закономерностей протекания химических реакций, химической термодинамики, кинетики и катализа, электрохимических процессов. Имеет общее представление о назначении и областях применения основных химических веществ и их соединений.	Знает основные понятия и фундаментальные законы химии; теоретические основы общих закономерностей протекания химических реакций, химической термодинамики, кинетики и катализа, электрохимических процессов. Хорошо владеет информацией о назначении и областях применения основных химических веществ и их соединений	Уверенно знает основные понятия и фундаментальные законы химии; теоретические основы общих закономерностей протекания химических реакций, химической термодинамики, кинетики и катализа, электрохимических процессов и других задач химии. Отлично владеет информацией о назначении и областях применения основных химических веществ и их соединений.
	ИОПК-1.2. Применяет методы математического анализа и моделирования, теоретического и экспериментального исследования	Не владеет теоретическим материалом по дисциплине химия; не знает методов планирования эксперимента и методов обработки результатов эксперимента; не владеет физико-математическим аппаратом; не умеет составлять план проведения эксперимента и осуществлять обработку и	Поверхностно знает теоретический материал, не в полном объеме знает методы теории планирования эксперимента; не в полном объеме знает методы анализа и обработки результатов экспериментов; не в полном объеме владеет физико-математическим аппаратом	Хорошо знает теоретический материал, но в отдельных разделах допускает неточности; знает методы теории планирования эксперимента; знает методы анализа и обработки результатов экспериментов, но не	Отлично знает возможности современных методов физико-химического анализа. Способен самостоятельно спланировать и провести лабораторный химический эксперимент с соблюдением норм техники

		анализ результатов экспериментов; не умеет самостоятельно решать конкретные задачи из различных разделов химии		всегда верно их применяет; владеет физико-математическим аппаратом	безопасности; обработать результаты эксперимента, провести анализ и сделать вывод; способен анализировать литературные источники в пределах полученных ранее знаний; самостоятельно решать конкретные задачи из различных разделов химии, логически верно и аргументировано защищать результаты как своих исследований, так и исследований литературных источников. владеет физико-математическим аппаратом расчетно-теоретических методов для изучения свойств веществ и процессов с их участием.
--	--	--	--	--	--

6. УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

6.1. Учебная литература, печатные издания библиотечного фонда

Библиотечный фонд укомплектован печатными изданиями из расчета не менее 0,25 экземпляра каждого из изданий, указанных ниже на каждого обучающегося из числа лиц, одновременно осваивающих соответствующую дисциплину (модуль).

1.1 Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия: Учебник для вузов / Н.С. Ахметов. - 7-е изд., стер. - М.: Высш. шк., 2006. - 743 с.; - 6-е изд., стер. - М.: Высш. шк., 2005. - 743 с.

1.2 Глинка Н.Л. Общая химия: Учебник для бакалавров / Н.Л. Глинка; Под ред. В.А. Попкова, А.В. Бабкова. - 19-е изд., перераб. и доп. - М.: Юрайт, 2013. - 901 с.; - 18-е изд., перераб. и доп. - М.: Юрайт, 2012. - 898 с.; - М.: Кнорус, 2011. - 752 с.; - 18-е изд., перераб. и доп. - М.: Юрайт, 2011. - 898 с.

1.3 Угай Я.А. Общая и неорганическая химия: Учебник / Я.А. Угай. - 4-е изд., стер. - М.: Высш.шк., 2004. - 527 с.

1.4. Травень В.Ф. Органическая химия: Учебник для вузов: В 2-х т. Т.1 / В.Ф. Травень. - М. : ИКЦ "Академкнига", 2008. - 728 с. : ил. - Предм.указ.: с.709-727. - Библиогр.: с.705-708.

1.5. Травень В.Ф. Органическая химия: Учебник для вузов: В 2-х т. Т.2 / В.Ф. Травень. - М. : ИКЦ "Академкнига", 2008. - 583 с. : ил. - Прил.: с.546-561.- Предм.указ.: с.565-582.

6.2. Справочно-библиографическая литература

2.1 Наумов В.И. Атом. Химическая связь и строение вещества: монография/ В.И. Наумов, Г.А. Паничева, Л.Н. Четырбок, Ж.В. Мацулевич // Н. Новгород, НГТУ им. Р.Е. Алексеева. – Нижний Новгород, 2012. – 344 с.

2.2 Мацулевич Ж.В. Химия: учеб. пособие/ Ж.В. Мацулевич, А.Д. Самсонова, А.В. Борисов, О.Н. Ковалева// Н. Новгород, НГТУ им. Р.Е. Алексеева. 2020. – 159 с.

6.3. Методические указания, рекомендации и другие материалы к занятиям

В список «Методические указания, рекомендации и другие материалы к занятиям» включаются методические указания и рекомендации по проведению лабораторных и практических учебных занятий по данной дисциплине:

6.3.1 Методические указания, разработанные преподавателями:

3.1 Мацулевич Ж.В. Введение в курс общей химии. Основные понятия и законы: учебно-метод. пособие к лабораторным работам по курсу «Общая и неорганическая химия» для студентов направлений 18.03.01 «Химическая технология», 19.03.01 «Биотехнология», 11.03.04 «Электроника и нанoeлектроника», 22.03.01 «Материаловедение и технологии материалов» всех форм обучения / Ж.В. Мацулевич, О.Н. Ковалева, Т.В. Сазонтьева // Нижний Новгород, НГТУ им. Р.Е. Алексеева. 2020. – 54 с.

3.2. Наумов В.И. Элементы химической термодинамики в курсе общей химии: метод. указания к лабораторным и практическим занятиям по курсу общей химии для студентов химических и нехимических специальностей дневных, вечерних и заочных факультетов / В.И. Наумов, Ж.В. Мацулевич, Г.А. Паничева, Т.В. Сазонтьева / Н. Новгород, НГТУ им. Р.Е. Алексеева. 2010. – 49 с.

3.3. Борисова Г.Г. Основные закономерности протекания химических реакций: методические указания для проведения контрольных работ и коллоквиумов по курсу общей химии для студентов химических и нехимических специальностей дневных, вечерних и заочных форм обучения / Г.Н.Борисова, А.В. Борисов, Ю.В. Батталова, В.К. Османов // Н.Новгород, НГТУ им. Р.Е. Алексеева. 2015. – 49 с.

3.4. Батталова Ю.В. Скорость химических реакций. Химическое равновесие: метод. указания для проведения лабораторных занятий по курсу общей химии для студентов химических и нехимических специальностей дневных, вечерних и заочных факультетов / Ю.В. Батталова, Г.Н. Борисова, А.В. Борисов, Ж.В. Мацулевич, В.К. Османов / Н. Новгород, НГТУ им. Р.Е. Алексеева. 2009. – 37 с.

3.5. Самсонова А.Д. Растворы электролитов: учебно-метод. пособие к практическим и лабораторным работам. Индивидуальные задания по курсу общей химии для студентов нехимических специальностей дневных, вечерних и заочных форм обучения / А.Д. Самсонова, Г.Н. Борисова, А.Л. Галкин, А.В. Борисов // Нижний Новгород, НГТУ им. Р.Е. Алексеева. 2020. – 33 с.

3.6. Самсонова А.Д. Окислительно-восстановительные реакции: методические указания к лабораторным и практическим занятиям по курсу общей химии для студентов химических и нехимических специальностей дневных, вечерних и заочных форм обучения/ А.Д. Самсонова, А.Л. Галкин, Т.В. Сазонтьева // Н.Новгород, НГТУ им. Р.Е. Алексеева. 2012. 36 с.

3.7. Борисов А.В. Контрольные задания по теме растворы: метод. указания для проведения текущего контроля по курсу общей химии и неорганической химии для студентов химических и нехимических специальностей дневных, вечерних и заочных форм обучения / А.В. Борисов, А.Д. Самсонова, Г.Н. Борисова / Н.Новгород, НГТУ им. Р.Е. Алексеева. 2017. 14 с.

3.8. Ковалева О.Н. Электрохимия: методические указания к лабораторным и практическим занятиям по курсу общей химии для студентов химических и нехимических специальностей дневных, вечерних и заочных форм обучения / О.Н. Ковалева, Ю.В. Батталова, В.К. Османов, А.Д. Самсонова // Н. Новгород. НГТУ им. Р.Е. Алексеева. 2012. 52 с.

3.9. Смирнова Л.А. Строение атома: методические указания к практическим занятиям по курсу общей и неорганической химии для студентов химических и нехимических специальностей дневной и вечерней форм обучения / Л.А. Смирнова, Ж.В. Мацулевич, Г.А. Паничева, Г.Ф. Володин, Л.Н. Четырбок, С.В. Краснодубская // Н. Новгород. НГТУ им. Р.Е. Алексеева. 2007. 39 с.

3.10. Ковалева О.Н. Строение атома. Химическая связь: метод. указания для проведения контрольных работ и коллоквиумов по курсу общей химии для студентов химических и нехимических специальностей дневных, вечерних и заочных форм обучения / О.Н. Ковалева, Т.В. Сазонтьева, А.Д. Самсонова / Н.Новгород, НГТУ им. Р.Е. Алексеева. 2015. 16 с.

3.11. Наумов В.И. Химическая связь: метод. указания к практическим занятиям по курсу общей химии для студентов нехимических специальностей дневных, вечерних и заочных факультетов/ В.И. Наумов, Л.Н. Четырбок, Г.А. Паничева // Н. Новгород, НГТУ им. Р.Е. Алексеева. 2012. 37 с.

3.12. Наумов В.И. Коррозия и защита металлов от коррозии: метод. указания к лабораторным и практическим занятиям по курсу общей химии для студентов химических

и нехимических специальностей дневных, вечерних и заочных факультетов/ В.И. Наумов, Ж.В.Мацулевич, Ю.В.Батталова //Н.Новгород, НГТУ им. Р.Е. Алексеева. 2010. 23 с.

3.13. Т.В. Сазонтьева. Химия: Контрольные задания по окислительно-восстановительным системам и коррозии для студентов нехимических специальностей/ Т.В. Сазонтьева, А.Д. Самсонова// Н.Новгород, НГТУ им. Р.Е. Алексеева. 2007. 17 с.

6.3.2 Методические указания, разработанные НГТУ

3.1. Методические рекомендации по организации аудиторной работы. Приняты Учебно-методическим советом НГТУ им. Р.Е. Алексеева, протокол № 2 от 22 апреля 2013 г. Электронный адрес:

http://www.nntu.ru/RUS/otd_sl/ymy/metod_dokym_obraz/met_rekom_aydit_rab.pdf?20.

Дата обращения 23.09.2015.

3.2 Методические рекомендации по организации и планированию самостоятельной работы студентов по дисциплине. Приняты Учебно-методическим советом НГТУ им. Р.Е. Алексеева, протокол № 2 от 22 апреля 2013 г. Электронный адрес:http://www.nntu.ru/RUS/otd_sl/ymy/metod_dokym_obraz/met_rekom_organiz_samost_rab.pdf?20.

3.3 Учебное пособие «Проведение занятий с применением интерактивных форм и методов обучения», Ермакова Т.И., Ивашкин Е.Г., 2013 г. Электронный адрес:http://www.nntu.ru/RUS/otd_sl/ymy/metod_dokym_obraz/provedenie-zanyatij-s-primeneniem-interakt.pdf.

7. ИНФОРМАЦИОННОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

Учебный процесс по дисциплине обеспечен необходимым комплектом лицензионного и свободно распространяемого программного обеспечения, в том числе отечественного производства (состав по дисциплине определен в настоящей РПД и подлежит обновлению при необходимости).

7.1. Перечень ресурсов информационно-телекоммуникационной сети «Интернет», необходимых для освоения дисциплины (модуля)

Перечень программных продуктов, используемых при проведении различных видов занятий по дисциплине (открытый доступ):

1. КонсультантПлюс [Электронный ресурс]: Справочная правовая система. - Режим доступа: <http://www.consultant.ru/>.
2. Научная электронная библиотека E-LIBRARY.ru. – Режим доступа: <http://elibrary.ru/defaultx.asp>
3. [Электронная библиотечная система Поволжского государственного университета сервиса](http://elibrary.ru/defaultx.asp) [Электронный ресурс]. – Режим доступа:<http://elib.tolgas.ru/> - Загл. с экрана.
4. Электронно-библиотечная система Znanium.com [Электронный ресурс]. - Режим доступа:<http://znanium.com/>. – Загл. с экрана.
5. Открытое образование [Электронный ресурс]. - Режим доступа: <https://openedu.ru/>. - Загл с экрана.
6. *Polpred.com. Обзор СМИ. Полнотекстовая, многоотраслевая база данных (БД)* [Электронный ресурс]. - Режим доступа:<http://polpred.com/>. – Загл. с экрана.
7. *Базы данных Всероссийского института научной и технической информации (ВИНИТИ РАН) по естественным, точным и техническим наукам* Электронный ресурс]. - Режим доступа: <http://www.viniti.ru>. – Загл. с экрана.

8. Университетская информационная система Россия [Электронный ресурс]. - Режим доступа: <http://uisrussia.msu.ru/>. – Загл. с экрана.

7.2. Перечень программного обеспечения и информационных справочных систем

Таблица 7 - Перечень электронных библиотечных систем

№	Наименование ЭБС	Ссылка, по которой осуществляется доступ к ЭБС
1	Консультант студента	http://www.studentlibrary.ru/
2	Лань	https://e.lanbook.com/
3	Юрайт	https://biblio-online.ru/

Таблица 8 - Перечень программного обеспечения

Программное обеспечение, используемое в университете на договорной основе	Программное обеспечение свободного распространения
Microsoft Windows XP, Prof, S/P3 (подписка DreamSpark Premium, договор №Tr113003 от 25.09.14)	Open Office 4.1.1 (лицензия Apache License 2.0)
Microsoft Windows 7 (подписка MSDN 4689, подписка DreamSparkPremium, договор № Tr113003 от 25.09.14)	Adobe Acrobat Reader (FreeWare)
Visual Studio 2008 (подписка DreamSpark Premium, договор №Tr113003 от 25.09.14)	
Microsoft Office Professional Plus 2007 (лицензия № 42470655)	
Microsoft Office (лицензия № 43178972)	
Windows XP лиц. № 65609340	
Office 2007 лиц. № 43178971	
Microsoft Windows XP Professional (лицензия № 43178980)	
MicrosoftOffice 2007 (лицензия № 44804588)	
1С предприятие 8.1 (лицензионное соглашение №800908353 с ЗАО «1С»)	
Adobe Design Premium CS 5.5.5 (лицензия № 65112135)	
Dr.Web (договор № 31704840788 от 20.03.17)	
КонсультантПлюс (Договор № 28-13/16-313 от 27.12.16)	
Техэксперт (Договор №100/860 от 22.12.2016)	

В табл. 9 указан перечень профессиональных баз данных и информационных справочных систем, к которым обеспечен доступ (удаленный доступ). Данный перечень подлежит обновлению в соответствии с требованиями ФГОС ВО.

В данном разделе могут быть приведены ресурсы (ссылки на сайты), на которых можно найти полезную для курса информацию, в т.ч. статистические или справочные данные, учебные материалы, онлайн курсы и т.д.

Таблица 9 - Перечень современных профессиональных баз данных и информационных справочных систем

№	Наименование профессиональной базы данных, информационно-справочной системы	Доступ к ресурсу (удаленный доступ с указанием ссылки/доступ из локальной сети университета)
1	База данных стандартов и регламентов РОССТАНДАРТ	https://www.gost.ru/portal/gost//home/standarts
2	Электронная база избранных статей по философии	http://www.philosophy.ru/

№	Наименование профессиональной базы данных, информационно-справочной системы	Доступ к ресурсу (удаленный доступ с указанием ссылки/доступ из локальной сети университета)
3	Единый архив экономических и социологических данных	http://sophist.hse.ru/data_access.shtml
4	Базы данных Национального совета по оценочной деятельности	http://www.ncva.ru
5	Справочная правовая система «КонсультантПлюс»	доступ из локальной сети
6	Информационно-справочная система «Техэксперт»	доступ из локальной сети

8. ОБРАЗОВАТЕЛЬНЫЕ РЕСУРСЫ ДЛЯ ИНВАЛИДОВ И ЛИЦ С ОВЗ

В табл.10 указан перечень образовательных ресурсов, имеющих формы, адаптированные к ограничениям их здоровья, а также сведения о наличии специальных технических средств обучения коллективного и индивидуального пользования. При заполнении таблицы может быть использована информация, размещенная в подразделе «Доступная среда» специализированного раздела сайта НГТУ «Сведения об образовательной организации» <https://www.nttu.ru/sveden/accenv/>

Таблица 10 - Образовательные ресурсы для инвалидов и лиц с ОВЗ

№	Перечень образовательных ресурсов, приспособленных для использования инвалидами и лицами с ОВЗ	Сведения о наличии специальных технических средств обучения коллективного и индивидуального пользования
1	ЭБС «Консультант студента»	озвучка книг и увеличение шрифта
2	ЭБС «Лань»	специальное мобильное приложение - синтезатор речи, который воспроизводит тексты книг и меню навигации
3	ЭБС «Юрайт»	версия для слабовидящих

9. МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ, НЕОБХОДИМОЕ ДЛЯ ОСУЩЕСТВЛЕНИЯ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОГО ПРОЦЕССА ПО ДИСЦИПЛИНЕ

Учебные аудитории для проведения занятий по дисциплине, оснащены оборудованием и техническими средствами обучения, состав которых определен в данном разделе.

Таблица 11 - Оснащенность аудиторий и помещений для самостоятельной работы студентов по дисциплине

№	Наименование аудиторий и помещений для самостоятельной работы	Оснащенность аудиторий помещений и помещений для самостоятельной работы	Перечень лицензионного программного обеспечения. Реквизиты подтверждающего документа
1	1224а учебная аудитория для проведения практических	1. Доска меловая - 3 шт. 2. Столы лабораторные (рабочее место студента) на 20	

№	Наименование аудиторий и помещений для самостоятельной работы	Оснащенность аудиторий помещений и помещений для самостоятельной работы	Перечень лицензионного программного обеспечения. Реквизиты подтверждающего документа
	и лабораторных занятий, групповых и индивидуальных консультаций, текущего контроля и промежуточной аттестации (кафедра "Производственная безопасность, экология и химия" г. Нижний Новгород, ул. Минина, 24)	чел.; 3. Рабочее место преподавателя – 2 шт.; 4. Вытяжные шкафы - 2 шт; 5. Оборудование для проведения лабораторных занятий по дисциплине химия: шкаф сушильный - 2 шт., электрохимические ячейки для измерения ЭДС химического элемента - 3 шт., электролизеры - 4 шт., выпрямители Б5-47 – 6 шт., рН-метры «ИПЛ-301» - 4 шт., калориметры – 4 шт., весы аналитические 4 шт., дистиллятор ДЭ-10 - 1 шт., колбонагреватели – 3 шт.; вольтметры цифровые В7-38 – 3 шт., весы технические – 2 шт., таблицы Менделеева- 4 шт., лабораторная химическая посуда и реактивы набор учебно-наглядных пособий	
2	3208 учебная аудитория для проведения занятий лекционного и семинарского типа, групповых и индивидуальных консультаций, текущего контроля и промежуточной аттестации г. Нижний Новгород, ул.Минина д., 28а)	1.Доска меловая 2. Рабочее место преподавателя 3. Рабочее место студента - 64 чел.	

9. МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ ОБУЧАЮЩИМСЯ ПО ОСВОЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ

9.1. Общие методические рекомендации для обучающихся по освоению дисциплины, образовательные технологии

Дисциплина реализуется посредством проведения контактной работы с обучающимися (включая проведение текущего контроля успеваемости), самостоятельной работы обучающихся и промежуточной аттестации.

Контактная работа может быть аудиторной, внеаудиторной, а также проводиться в электронной информационно-образовательной среде университета (далее - ЭИОС). В случае проведения части контактной работы по дисциплине в ЭИОС (в соответствии с расписанием учебных занятий), трудоемкость контактной работы в ЭИОС эквивалентна аудиторной работе.

Преподавание дисциплины ведется с применением следующих видов образовательных технологий:

-балльно-рейтинговая технология оценивания(при наличии);

- коллоквиум;
- контрольная работа;
- тест;
- отчет по лабораторным работам.

По итогам текущей успеваемости студенту может быть выставлена оценка по промежуточной аттестации в соответствии с набранными за семестр баллами. Студенты, выполнившие все обязательные виды запланированных учебных занятий к прохождению промежуточной аттестации (экзамену).

Результат обучения считается сформированным на повышенном уровне, если теоретическое содержание курса освоено полностью. При устных собеседованиях студент исчерпывающе, последовательно, четко и логически излагает учебный материал; свободно справляется с задачами, вопросами и другими видами заданий, использует в ответе дополнительный материал. Все предусмотренные рабочей учебной программой задания выполнены в соответствии с установленными требованиями, студент способен анализировать полученные результаты, проявляет самостоятельность при выполнении заданий.

Результат обучения считается сформированным на пороговом уровне, если теоретическое содержание курса освоено полностью. При устных собеседованиях студент последовательно, четко и логически стройно излагает учебный материал; справляется с задачами, вопросами и другими видами заданий, требующих применения знаний; все предусмотренные рабочей учебной программой задания выполнены в соответствии с установленными требованиями, студент способен анализировать полученные результаты; проявляет самостоятельность при выполнении заданий.

Результат обучения считается несформированным, если студент при выполнении заданий не демонстрирует знаний учебного материала, допускает ошибки, неуверенно, с большими затруднениями выполняет задания, не демонстрирует необходимых умений, качество выполненных заданий не соответствует установленным требованиям, качество их выполнения оценено числом баллов ниже трех по оценочной системе, что соответствует допороговому уровню.

9.2. Методические указания для занятий лекционного типа

Лекционный курс предполагает систематизированное изложение основных вопросов тематического плана. В ходе лекционных занятий раскрываются базовые вопросы в рамках каждой темы дисциплины (таблица 4). Обозначаются ключевые аспекты тем, а также делаются акценты на наиболее сложные и важные положения изучаемого материала. Материалы лекций являются опорной основой для подготовки обучающихся к практическим занятиям / лабораторным работам и выполнения заданий самостоятельной работы, а также к мероприятиям текущего контроля успеваемости и промежуточной аттестации по дисциплине.

В ходе лекционных занятий рекомендуется вести конспектирование учебного материала.

9.3. Методические указания по освоению дисциплины на лабораторных работах

Лабораторные работы позволяют приобрести студентам умения работать с химическими реагентами, посудой и приборами, осуществлять химический эксперимент и проводить первичные научные исследования. В лабораторные работы введены элементы, повышающие интерес студентов к ним и их познавательную активность. Например, в работе "Скорость химической реакции", помимо качественных зависимостей скорости реакции от концентрации реагентов и температуры, студенты результаты эксперимента обрабатывают количественно и вычисляют скорость реакции и изучают динамическое равновесие. В работе "Растворы электролитов" студенты изучают различные реакции ионного обмена, рассчитывают растворимость полученных осадков. А в работе

"Электрохимия" рассчитывают ЭДС гальванического элемента и проводят электролиз растворов солей.

Для повышения познавательной активности студентов и приобретения ими первичных навыков научного исследования, в эти классические лабораторные работы введены элементы научного исследования, как-то:

- а) самостоятельно подобрать реактивы для проведения той или иной реакции;
- б) объяснить протекание одной реакции и не протекание другой, на первый взгляд подобной, реакции;
- в) предсказать практическое значение той или иной реакции, сопровождающейся необычным эффектом, и т.д.

Подготовку к каждой лабораторной работе студент должен начать с ознакомления с планом занятия, который отражает содержание предложенной темы.

После выполнения каждой лабораторной работы студент оформляет отчет, в котором указываются цели работы, ход работы, дается рисунок и описание установки, таблица численных результатов, вычисления и выводы.

При оценивании лабораторных работ учитывается следующее:

- качество выполнения экспериментально-практической части работы и степень соответствия результатов работы заданным требованиям;
- качество оформления отчета по работе;
- качество устных ответов на контрольные вопросы при защите работы.

9.4. Методические указания по самостоятельной работе обучающихся

Самостоятельная работа обеспечивает подготовку обучающегося к аудиторным занятиям и мероприятиям текущего контроля и промежуточной аттестации по изучаемой дисциплине. Результаты этой подготовки проявляются в активности обучающегося на занятиях и в качестве выполненных практических заданий и других форм текущего контроля.

При выполнении заданий для самостоятельной работы рекомендуется проработка материалов лекций по каждой пройденной теме, а также изучение рекомендуемой литературы, представленной в разделе 6.

В процессе самостоятельной работы при изучении дисциплины студенты могут работать на компьютере в специализированных аудиториях для самостоятельной работы (указано в табл. 11). В аудиториях имеется доступ через информационно-телекоммуникационную сеть «Интернет» к электронной информационно-образовательной среде университета (ЭИОС) и электронной библиотечной системе (ЭБС), где в электронном виде располагаются учебные и учебно-методические материалы, которые могут быть использованы для самостоятельной работы при изучении дисциплины.

Для обучающихся по заочной форме обучения самостоятельная работа является основным видом учебной деятельности.

9.5. Методические указания для выполнения контрольных работ

При изучении курса «Химии» проводится 3 контрольных работы.

В контрольную работу № 1 входят вопросы по темам: химическая термодинамика и скорость химической реакции, химическое равновесие: вариант 1 – 28 (по выбору преподавателя) из методических указаний: Г.Н. Борисова, А.В. Борисов, Ю.В. Батталова, В.К. Османов Основные закономерности протекания химических реакций. Н.Новгород, НГТУ им. Р.Е. Алексеева. 2015. – 49 с.

В контрольную работу № 2 входят вопросы по растворам электролитов: вариант 1 - 28 (по выбору преподавателя) из методических указаний: Борисов А.В. Контрольные задания по теме растворы: метод. указания для проведения текущего контроля по курсу

общей химии и неорганической химии для студентов химических и нехимических специальностей дневных, вечерних и заочных форм обучения / А.В. Борисов, А.Д. Самсонова, Г.Н. Борисова / Н.Новгород, НГТУ им. Р.Е. Алексеева. 2017. 14 с.

В контрольную работу № 3 входят вопросы по темам: окислительно-восстановительные реакции и гальванические элементы, электролиз, электродный потенциал: вариант 1 – 28, (по выбору преподавателя) из методических указаний: Т.В. Сазонтьева. Химия: Контрольные задания по окислительно-восстановительным системам и коррозии для студентов нехимических специальностей/ Т.В. Сазонтьева, А.Д. Самсонова// Н.Новгород, НГТУ им. Р.Е. Алексеева. 2007. 17 с.

10. ОЦЕНОЧНЫЕ СРЕДСТВА ДЛЯ КОНТРОЛЯ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ

Типовые контрольные задания или иные материалы, необходимые для оценки знаний, умений, навыков и (или) опыта в ходе текущего контроля успеваемости

Вопросы, индивидуальные задания и задачи представлены в методических указаниях к практическим и лабораторным занятиям [3.1 – 3.13], представленных в п. 6.3.

Примеры типовых заданий:

10.1.1. Типовые задания к практическим (семинарским) занятиям

Занятие № 6 (2 часа)

Окислительно-восстановительные реакции. Решение задач

1. Индивидуальное решение задачи окислительно-восстановительным реакциям (по выбору преподавателя из методических указаний к лабораторным и практическим занятиям: Самсонова А.Д., Галкин А.Л., Сазонтьева Т.В. «Окислительно-восстановительные реакции» Н. Новгород, НГТУ им. Р.Е. Алексеева. 2012. 36 с.)

ТИПОВЫЕ ЗАДАЧ:

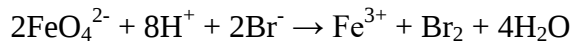
1. Определите возможность самопроизвольного протекания реакции при стандартных условиях



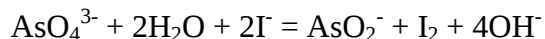
2. Определите возможность самопроизвольного протекания реакции при стандартных условиях



3. Определите возможность самопроизвольного протекания реакции при стандартных условиях



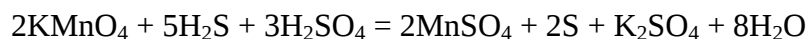
4. Определите возможность самопроизвольного протекания реакции при стандартных условиях



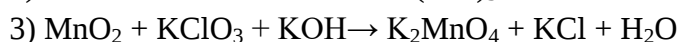
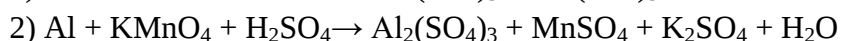
5. Вычислите константу равновесия реакции



6. Определите направление реакции при стандартных условиях



7. Методом ионно-электронных уравнений подберите коэффициенты в следующих окислительно-восстановительных реакциях. Укажите окислитель и восстановитель. Какой из элементов окисляется, какой восстанавливается?



- 4) $\text{Bi}_2\text{O}_3 + \text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{KBiO}_3 + \text{KBr} + \text{H}_2\text{O}$
- 5) $\text{SnCl}_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} \rightarrow \text{SnCl}_4 + \text{CrCl}_3 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
- 6) $\text{MgI}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{MgSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 7) $\text{FeSO}_4 + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
- 8) $\text{KNO}_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 9) $\text{MnO}_2 + \text{O}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 10) $\text{SO}_2 + \text{FeCl}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{FeCl}_2 + \text{HCl}$
- 11) $\text{H}_2\text{S} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{S} + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 12) $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{HIO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HI}$
- 13) $\text{Zn} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 14) $\text{KMnO}_4 + \text{KBr} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{Br}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 15) $\text{SO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4$
- 16) $\text{KI} + \text{KMnO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \text{I}_2 + \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 17) $\text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 18) $\text{FeSO}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 19) $\text{KNO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 20) $\text{K}_2\text{S} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{S} + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 21) $\text{NaCrO}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 22) $\text{P} + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NO}$
- 23) $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{S} + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 24) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{KNO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{FeO}_4 + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 25) $\text{I}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{KI} + \text{KIO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- 26) $\text{KIO}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{O}_2 + \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 27) $\text{Al}_2 + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4] + \text{H}_2$
- 28) $\text{SnCl}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{SnCl}_4 + \text{MnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 29) $\text{Cl}_2 + \text{KI} + \text{KOH} \rightarrow \text{KCl} + \text{KIO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- 30) $\text{SnCl}_2 + \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{SnCl}_4 + \text{FeCl}_2$

8. Методом электронно-ионных уравнений составьте полные уравнения реакций, учитывая, что либо окислитель, либо восстановитель являются также и средой. Обоснуйте на основании стандартных окислительно-восстановительных потенциалов возможность протекания данных реакций.

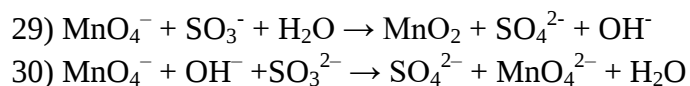
- 1) $\text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4/\text{конц}/ \rightarrow \text{I}_2 + \text{H}_2\text{S} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 2) $\text{KBr} + \text{H}_2\text{SO}_4/\text{конц}/ \rightarrow \text{Br}_2 + \text{S} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 3) $\text{NaBr} + \text{H}_2\text{SO}_4/\text{конц}/ \rightarrow \text{Br}_2 + \text{SO}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 4) $\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_4/\text{конц}/ \rightarrow \text{MgSO}_4 + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$
- 5) $\text{Al} + \text{H}_2\text{SO}_4/\text{конц}/ \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$
- 6) $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4/\text{конц}/ \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 7) $\text{Ag} + \text{H}_2\text{SO}_4/\text{конц}/ \rightarrow \text{Ag}_2\text{SO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 8) $\text{HCl}/\text{конц}/ + \text{MnO}_2 \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{MnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 9) $\text{HCl}/\text{конц}/ + \text{KMnO}_4 \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{MnCl}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
- 10) $\text{HCl}/\text{конц}/ + \text{PbO}_2 \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{PbCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 11) $\text{HCl}/\text{конц}/ + \text{CrO}_3 \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{CrCl}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- 12) $\text{HCl}/\text{конц}/ + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{CrCl}_3 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
- 13) $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4/\text{конц}/ \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$
- 14) $\text{CuS} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{S} + \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
- 15) $\text{Cu}_2\text{O} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$

- 16) $\text{CuS} + \text{HNO}_3/\text{конц}/\rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 17) $\text{FeS} + \text{HNO}_3/\text{конц}/\rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 18) $\text{MnS} + \text{HNO}_3\rightarrow \text{S} + \text{NO} + \text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 19) $\text{FeSO}_4 + \text{HNO}_3\rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 20) $\text{MnS} + \text{HNO}_3/\text{конц}/\rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}_2 + \text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 21) $\text{Ag} + \text{HNO}_3/\text{конц}/\rightarrow \text{AgNO}_3 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 22) $\text{Zn} + \text{HNO}_3\rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
- 23) $\text{Mg} + \text{HNO}_3/\text{очень разб.}/\rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- 24) $\text{Fe} + \text{HNO}_3\rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
- 25) $\text{S} + \text{HNO}_3\rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}$
- 26) $\text{H}_2\text{S} + \text{HNO}_3\rightarrow \text{S} + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 27) $\text{Cu} + \text{HNO}_3/\text{разб.}/\rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
- 28) $\text{Sn} + \text{HNO}_3/\text{конц}/\rightarrow \text{H}_2\text{SnO}_3 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 29) $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4/\text{конц}/\rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 30) $\text{K}_2\text{S} + \text{HNO}_3\rightarrow \text{S} + \text{NO} + \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

9. Окислительно- восстановительная реакция выражается ионным уравнением.

Укажите, какой ион является окислителем, какой – восстановителем. Составьте ионно- электронные и молекулярные уравнения.

- 1). $\text{Bi} + \text{NO}_3^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{Bi}^{+3} + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
- 2) $\text{Fe}^{+2} + \text{ClO}_3^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{Fe}^{+3} + \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$
- 3) $\text{Cr}^{+3} + \text{BiO}_3^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{Bi}^{+3} + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{H}_2\text{O}$
- 4) $\text{SO}_2 + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{H}^+ \rightarrow \text{Cr}^{+3} + \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O}$
- 5) $\text{Cl}^- + \text{MnO}_4^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{Mn}^{+2} + \text{H}_2\text{O}$
- 6) $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{MnO}_4^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{O}_2 + \text{Mn}^{+2} + \text{H}_2\text{O}$
- 7) $\text{I}^- + \text{NO}_2^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{I}_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
- 8) $\text{Br}^- + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{H}^+ \rightarrow \text{Cr}^{+3} + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 9) $\text{I}^- + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}^+ \rightarrow \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 10) $\text{Cl}_2 + \text{OH}^- \rightarrow \text{Cl}^- + \text{ClO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$
- 11) $\text{H}_2\text{S} + \text{MnO}_4^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{S} + \text{Mn}^{+2} + \text{H}_2\text{O}$
- 12) $\text{Cl}^- + \text{MnO}_2 + \text{H}^+ \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{Mn}^{+2} + \text{H}_2\text{O}$
- 13) $\text{Mg} + \text{NO}_3^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{Mg}^{+2} + \text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O}$
- 14) $\text{ClO}_3^- + \text{SO}_3^{2-} + \text{H}^+ \rightarrow \text{Cl}^- + \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O}$
- 15) $\text{NO}_2^- + \text{MnO}_4^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{NO}_3^- + \text{Mn}^{+2} + \text{H}_2\text{O}$
- 16) $\text{Br}_2 + \text{OH}^- \rightarrow \text{Br}^- + \text{BrO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$
- 17) $\text{Sn}^{+2} + \text{BrO}_3^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{Br}_2 + \text{Sn}^{+4} + \text{H}_2\text{O}$
- 18) $\text{Cu} + \text{NO}_3^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{Cu}^{+2} + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 19) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{H}^+ + \text{Fe}^{+2} \rightarrow \text{Cr}^{+3} + \text{Fe}^{+3} + \text{H}_2\text{O}$
- 20) $\text{Br}^- + \text{MnO}_4^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{Br}_2 + \text{Mn}^{+2} + \text{H}_2\text{O}$
- 21) $\text{Pb} + \text{NO}_3^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{Pb}^{+2} + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
- 22) $\text{Mn}^{+2} + \text{ClO}_3^- + \text{OH}^- \rightarrow \text{MnO}_4^{2-} + \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$
- 23) $\text{Bi} + \text{NO}_3^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{Bi}^{3+} + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
- 24) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{I}^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{Cr}^{3+} + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 25) $\text{CrO}_2^- + \text{Br}_2 + \text{OH}^- \rightarrow \text{CrO}_4^{2-} + \text{Br}^- + \text{H}_2\text{O}$
- 26) $\text{SO}_3^{2-} + \text{Ag}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{SO}_4^{2-} + \text{Ag} + \text{H}_2\text{O}$
- 27) $\text{Fe}^{2+} + \text{MnO}_4^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{Fe}^{3+} + \text{Mn}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$
- 28) $\text{MnO}_4^- + \text{I}^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{I}_2 + \text{Mn}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$



10.1.2. Типовые задания для лабораторных работ

Лабораторное занятие № 1 (2 часа)

Скорость химической реакции. Химическое равновесие.

ТИПОВЫЕ КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ:

1. Цель работы
2. Порядок выполнения работы
3. Обработка экспериментальных данных
4. Анализ результатов
5. Схема установки
6. От чего зависит скорость химической реакции?
7. Что такое катализ? Преимущества и недостатки гомогенного и гетерогенного катализа.
8. Принцип Ле-Шателье.
9. Как выглядит энергетическая диаграмма экзотермической и эндотермической реакций?
9. Для реакции $2\text{CO}_{(г)} + 2\text{H}_{2(г)} = \text{CH}_{4(г)} + \text{CO}_{2(г)}$ определить: во сколько раз изменится скорость прямой реакции при повышении давления в 2 раза.
10. Для реакции $\text{CaCO}_{3(к)} = \text{CaO}_{(к)} + \text{CO}_{2(г)}$ определить: в каком направлении сместится равновесие процесса при повышении давления; энергия активации прямой или обратной реакции больше.
11. Для реакции $\text{CO}_{(г)} + \text{H}_2\text{O}_{(г)} = \text{CO}_{2(г)} + \text{H}_{2(г)}$ определить: а) в каком направлении смещается равновесие процесса при нагревании; увеличивается или уменьшается при этом константа равновесия реакции;
б) какими будут равновесные концентрации веществ, если начальные концентрации CO и H₂O соответственно равны 0,2 и 0,4 моль/л и к моменту равновесия прореагировало 40 % исходного количества CO.
Ответы обосновать.

10.1.3. Типовые вопросы (задания) для устного (письменного) опроса

ЛЕКЦИЯ № 4

Зависимость скорости реакции от температуры. Принцип Ле-Шателье

ТИПОВЫЕ ВОПРОСЫ ДЛЯ ГРУППОВОГО ОБСУЖДЕНИЯ НА ЛЕКЦИОННЫХ ЗАНЯТИЯХ:

1. Как зависит скорость химической реакции от концентрации реагирующих веществ для сложных реакций?
2. Напишите дифференциальное кинетическое уравнение реакции.
3. Что называют порядком реакции? Как экспериментально определяют порядок реакции по данному веществу?
4. Как изменяются концентрации веществ во времени по мере прохождения реакции? Напишите интегральное кинетическое уравнение для реакции первого порядка.
5. От каких факторов зависит скорость химической реакции в гетерогенных системах?

6. Как и почему зависит скорость реакции от температуры? Напишите уравнение Аррениуса. Каков физический смысл констант уравнения? Какие экспериментальные данные необходимы для расчета энергии активации?

10.1.4. Типовые тестовые задания

Тема «Основные положения, элементы химической термодинамики и тепловые эффекты химических реакций»

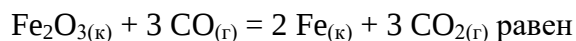
1. Тепловой эффект реакции характеризуется изменением
 - 1) энтропии;
 - 2) **энтальпии;**
 - 3) повышением температуры;
 - 4) внутренней энергии.
2. Реакция протекает самопроизвольно в прямом направлении, если
 - 1) $\Delta H < 0$;
 - 2) **$\Delta G < 0$;**
 - 3) $\Delta S > 0$;
 - 4) $\Delta H > 0$.
3. Энтропия является характеристикой
 - 1) теплоты системы;
 - 2) **беспорядка системы;**
 - 3) потенциальной энергии системы;
 - 4) движения молекул.
4. Тепловой эффект реакции зависит от
 - 1) температуры окружающей среды;
 - 2) давления в системе;
 - 3) **начального и конечного состояния системы;**
 - 4) пути протекания реакции.
5. В ходе реакции происходит выделение газа – система расширяется, при этом ее
 - 1) энтропия уменьшается ($\Delta S < 0$);
 - 2) энтальпия увеличивается ($\Delta H > 0$);
 - 3) **энтропия возрастает ($\Delta S > 0$);**
 - 4) внутренняя энергия уменьшается ($\Delta U < 0$).
6. Для какой реакции $\Delta S_{\text{пр}} > 0$?
 - 1) **$\text{CaCO}_3(\text{к}) = \text{CaO}(\text{к}) + \text{CO}_2(\text{г})$;**
 - 2) $2\text{SO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{SO}_3(\text{г})$;
 - 3) $\text{I}_2(\text{г}) + \text{H}_2(\text{г}) = 2\text{HI}(\text{г})$;
 - 4) $3\text{H}_2(\text{г}) + \text{N}_2(\text{г}) = 2\text{NH}_3(\text{г})$.
7. Реакция протекает самопроизвольно при температуре ниже равновесной ($T < T_p$), в случае если
 - 1) **$\Delta H < 0, \Delta S < 0$;**
 - 2) $\Delta H < 0, \Delta S > 0$;
 - 3) $\Delta H > 0, \Delta S < 0$;
 - 4) $\Delta H > 0, \Delta S > 0$.
8. Реакция протекает самопроизвольно при температурах выше температуры равновесия в случае если

- 1) $\Delta H > 0, \Delta S > 0$;
 - 2) $\Delta H < 0, \Delta S < 0$;
 - 3) $\Delta H < 0, \Delta S > 0$;
 - 4) $\Delta H > 0, \Delta S < 0$.
9. В системе нет равновесия, реакция не возможна при любой температуре в случае если
- 1) $\Delta H > 0, \Delta S > 0$;
 - 2) $\Delta H < 0, \Delta S > 0$;
 - 3) $\Delta H > 0, \Delta S < 0$;
 - 4) $\Delta H < 0, \Delta S < 0$.
10. Реакция протекает самопроизвольно при любой температуре в случае
- 1) $\Delta H < 0, \Delta S > 0$;
 - 2) $\Delta H < 0, \Delta S < 0$;
 - 3) $\Delta H > 0, \Delta S < 0$;
 - 4) $\Delta H > 0, \Delta S > 0$.
11. Реакция является экзотермической, если
- 1) $\Delta H < 0$;
 - 2) $\Delta U > 0$;
 - 3) $\Delta U < 0$;
 - 4) $\Delta H > 0$.
12. Реакция протекает с поглощением тепла, если
- 1) $\Delta H < 0$;
 - 2) $\Delta S > 0$;
 - 3) $\Delta H > 0$;
 - 4) $\Delta U > 0$.
13. Система находится в равновесии, если
- 1) $\Delta H = 0$;
 - 2) $\Delta S = 0$;
 - 3) $\Delta G = 0$;
 - 4) $\Delta U = 0$?
14. Энтропия системы повышается при
- 1) конденсации пара;
 - 2) **кипении жидкости**;
 - 3) кристаллизации жидкости;
 - 4) осаждении.
15. Энтропия системы уменьшается при
- 1) **кристаллизации**;
 - 2) плавлении;
 - 3) возгонке;
 - 4) растворении.
16. Реакция протекает по уравнению $2 \text{HCl}_{(г)} + \text{Ca}_{(к)} = \text{CaCl}_{2(к)} + \text{H}_{2(г)}$. Сколько молей HCl вступило в реакцию, если выделилось 152,88 кДж тепла?
- 1) 1 моль;
 - 2) **0,25 моль** ;
 - 3) 0,5 моль; 4
 - 4) 1,5 моль.

17. Энтальпия образования FeO составляет -265 кДж/моль. Сколько тепла выделится, если образуется 144 г оксида железа?

- 1) 132,5 кДж;
- 2) **530 кДж;**
- 3) 677 кДж;
- 4) 488 кДж.

18. Согласно 1 следствию закона Гесса тепловой эффект реакции



- 1) **$\Delta H^0_{\text{хр}} = - 240,18 \text{ кДж};$**
- 2) $\Delta H^0_{\text{хр}} = 240, 18 \text{ кДж};$
- 3) $\Delta H^0_{\text{хр}} = 340 \text{ кДж};$
- 4) $\Delta H^0_{\text{хр}} = - 226,9 \text{ кДж}.$

19. Энтропия системы в ходе реакции $\text{Na}_2\text{CO}_{3(\text{к})} = \text{Na}_2\text{O}_{(\text{к})} + \text{CO}_{2(\text{г})}$ увеличивается, т.к.

- 1) **образуется газ;**
- 2) реакция самопроизвольная;
- 3) образуется оксид натрия;
- 4) образуются два оксида.

20. Определите тепловой эффект сгорания жидкого $\text{CS}_{2(\text{ж})}$ до образования газообразных CO_2 и SO_2 .

- 1) **- 1070 кДж;**
- 2) 635,2 кДж;
- 3) – 635,2 кДж;
- 4) 1070 кДж.

21. Реакция $\text{NO}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{NO}_{2(\text{г})}$ при стандартных условиях протекает самопроизвольно в прямом направлении, т.к.

- 1) $\Delta G = - 107,31 \text{ кДж};$
- 2) **$\Delta G_{\text{хр}} = - 58,2 \text{ кДж};$**
- 3) $\Delta G = 54, 2 \text{ кДж};$
- 4) $\Delta G = 58,2 \text{ кДж}.$

22. Реакция $\text{C}_{(\text{графит})} + \text{CO}_{2(\text{г})} = 2 \text{CO}_{(\text{г})}$ при стандартных условиях не возможна, т.к. .

- 1) $\Delta G^0_{\text{хр}} = - 257,4 \text{ кДж};$
- 2) $\Delta G^0_{\text{хр}} = 257; \text{ кДж};$
- 3) **$\Delta G^0_{\text{хр}} = 120,2 \text{ кДж};$**
- 4) $\Delta G^0_{\text{хр}} = -120,2 \text{ кДж}.$

23. Реакция является эндотермической, если

- 1) $\Delta H < 0;$
- 2) $\Delta G < 0;$
- 3) **$\Delta H > 0;$**
- 4) $\Delta S > 0.$

24. Получение цинка идет по реакции $\text{ZnO}_{(\text{к})} + \text{C}_{(\text{графит})} = \text{Zn}_{(\text{к})} + \text{CO}_{(\text{г})}$. Сколько тепла поглотится, при образовании 1 т цинка?

- а) 3700 кДж;
- б) 1500 кДж/моль;
- в) 3700 кДж/моль;
- г) **$3,7 \cdot 10^6 \text{ кДж}.$**

25. При окислении 10,8 г серебра выделилось 1,58 кДж тепла. Найти энтальпию образования оксида серебра $\Delta H^0_{\text{обр}}(\text{Ag}_2\text{O})$.

- а) – 20,5 кДж/моль;
- б) 31,6 кДж;
- в) - 31,6 кДж/моль ;
- г) 44,8 кДж .

26. Энтальпия образования аммиака ($\Delta H^0_{\text{обр}}(\text{NH}_3)$) составляет – 46,19 кДж/моль. Какой объем азота (н.у.) вступит в реакцию, если выделится 18,41 кДж теплоты?

- а) 4,46 л;
- б) 4,46 м³;
- в) 3,98 л;
- г) 4,46 мл.

27. Определите изменение энергии Гиббса реакции $\text{CH}_{4(\text{г})} + \text{I}_{2(\text{г})} = \text{CH}_3\text{I}_{(\text{ж})} + \text{HI}_{(\text{г})}$ при стандартных условиях. Возможно ли протекание реакции (ст.у.)

- а) $\Delta G^0_{\text{хр}} = 39,49 \text{ кДж}$, невозможно;
- б) $\Delta G^0_{\text{хр}} = - 39,49 \text{ кДж}$, возможно;
- в) $\Delta G^0_{\text{хр}} = - 43,8 \text{ кДж/моль}$, возможно;
- г) $\Delta G^0_{\text{хр}} = 45,5 \text{ кДж}$, невозможно

28. Определите изменение энергии Гиббса и направление протекания реакции при стандартных условиях. $\text{MnO}_{2(\text{к})} + 2\text{C}_{(\text{графит})} = \text{Mn}_{(\text{к})} + 2\text{CO}_{(\text{г})}$.

- а) $\Delta G^0_{\text{хр}} = 192 \text{ кДж}$ в обратном направлении;
- б) $\Delta G^0_{\text{хр}} = - 192 \text{ кДж}$, в прямом направлении;
- в) $\Delta G^0_{\text{хр}} = 384 \text{ кДж/моль}$, в прямом направлении;
- г) $\Delta G^0_{\text{хр}} = - 259 \text{ кДж}$, в прямом направлении.

29. Реакция протекает по уравнению $\text{SiO}_{2(\text{к})} + 2\text{C}_{(\text{графит})} = \text{Si}_{(\text{к})} + 2\text{CO}_{(\text{г})}$. Определите изменение энтропии при ст.у. Объясните характер изменения $\Delta S^0_{\text{хр}}$.

- а) $\Delta S^0_{\text{хр}} = 360,82 \text{ Дж/К}$; увеличивается ,т.к. выделяется газ;
- б) $\Delta S^0_{\text{хр}} = 360,82 \text{ Дж/К}\cdot\text{моль}$ увеличивается, т.к. образуется кремний;
- в) $\Delta S^0_{\text{хр}} = - 360,82 \text{ Дж/К}$ уменьшается, т.к. образуются более простые молекулы;
- г) $\Delta S^0_{\text{хр}} = 0 \text{ Дж/К}$ не изменяется, т.к. не изменяется количество вещества в ходе реакции.

10.1.5. Типовые задания для контрольной работы

КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА № 1

ТЕМА «Элементы химической термодинамики», «Скорость химических реакций. Химическое равновесие»

Вариант №1

Для реакции $2\text{CO}_{(\text{г})} + 2\text{H}_{2(\text{г})} = \text{CH}_{4(\text{г})} + \text{CO}_{2(\text{г})}$ определить:

- 1) гомогенной или гетерогенной является данная система;
- 2) тепловой эффект реакции; экзо- или эндотермической она является;
- 3) тепловой эффект реакции в расчете на 67,2л CO ;
- 4) изменение внутренней энергии системы (ΔU_{298});
- 5) направление протекания процесса при стандартных условиях и 1000К;
- 6) во сколько раз изменится скорость прямой реакции при повышении давления в 2 раза;
- 7) в каком направлении сместится равновесие процесса при повышении давления;
- 8) математические выражения констант K_p и K_c ; соотношение между K_p и K_c ;

9) равновесные концентрации веществ, если начальные концентрации CO и H₂ соответственно были равны 0,2 и 0,4 моль/л и к моменту равновесия прореагировало 20% исходного количества CO. Ответы обосновать.

Вариант №2

Для реакции $\text{CaCO}_{3(\text{к})} = \text{CaO}_{(\text{к})} + \text{CO}_{2(\text{г})}$ определить:

- 1) экзо- или эндотермической является данная реакция;
- 2) тепловой эффект реакции в расчете на 11,2л CO_{2(г)};
- 3) с увеличением или уменьшением энтропии протекает процесс; чем вызвано изменение энтропии;
- 4) температуру, выше которой процесс разложения карбоната кальция становится возможным; за счёт энтальпийного или энтропийного фактора возможно самопроизвольное протекание реакции;
- 5) гомогенной или гетерогенной является данная реакция;
- 6) в каком направлении смещается равновесие процесса:
 - а) при повышении давления;
 - б) при нагревании ($\Delta H_{\text{хр}} = 176 \text{ кДж}$);
 - в) при увеличении весового количества CaCO₃.
- 7) математические выражения констант K_p и K_c; соотношение между K_p и K_c;
- 8) во сколько раз изменится скорость прямой реакции при повышении давления в 5 раз;
- 9) энергия активации прямой или обратной реакции больше.

Ответы обосновать.

Вариант №3

Для реакции $\text{CO}_{(\text{г})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} = \text{CO}_{2(\text{г})} + \text{H}_{2(\text{г})}$ определить:

- 1) тепловой эффект химической реакции;
- 2) тепловой эффект реакции в расчете на 2 моль H₂; 1 л CO;
- 3) возможность ее самопроизвольного протекания при стандартных условиях и при 1000 К;
- 4) энтальпийный или энтропийный фактор будет определяющим в направлении протекания процесса при 298 и 1000К;
- 5) гомогенной или гетерогенной является данная система;
- 6) в каком направлении смещается равновесие процесса при нагревании; увеличивается или уменьшается при этом константа равновесия реакции;
- 7) во сколько раз изменится скорость прямой реакции при повышении давления в системе в 2 раза; влияет ли повышение давления на смещение равновесия процесса;
- 8) математические выражения констант K_p и K_c; соотношение между K_p и K_c;
- 9) какими будут равновесные концентрации веществ, если начальные концентрации CO и H₂O соответственно равны 0,2 и 0,4 моль/л и к моменту равновесия прореагировало 40 % исходного количества CO.

Ответы обосновать.

Вариант №4

По уравнению реакции и термодинамическим данным $\text{N}_2\text{O}_{4(\text{г})} = 2\text{NO}_{2(\text{г})}$ установить:

- 1) тепловой эффект химической реакции;
- 2) сколько тепла выделится или поглотится при образовании а) 1 моля NO₂; б) 1л NO₂;
- 3) изменение энергии Гиббса при 200 и 400К; протекает ли реакция при данных температурах;
- 4) за счёт какого фактора, энтальпийного или энтропийного, возможно самопроизвольное протекание реакции в прямом направлении;
- 5) во сколько раз изменится скорость прямой реакции при повышении давления в системе в 2 раза;
- 6) математические выражения констант K_p и K_c; соотношение между K_p и K_c;
- 7) в каком направлении сместится равновесие реакции при повышении давления, изменится ли при этом константа равновесия реакции;

- 8) как влияет повышение температуры на смещение равновесия процесса; на величину константы равновесия;
- 9) константу равновесия процесса, если исходная концентрация N_2O_4 составляла 0,2 моль/л и к моменту равновесия прореагировало 60 % первоначально взятого количества.

Вариант №5

Уравнение реакции $2\text{NO}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{NO}_{2(\text{г})}$. Определить:

- 1) тепловой эффект реакции;
- 2) сколько тепла выделится или поглотится а) при образовании 1 моль NO_2 ; б) если прореагирует 1л O_2 ;
- 3) направление самопроизвольного протекания реакции при стандартных условиях;
- 4) температуру, выше которой данная реакция самопроизвольно не протекает.
- 5) гомогенной или гетерогенной является данная система;
- 6) в каком направлении смещается равновесие процесса при нагревании. Как изменяется при этом константа равновесия?
- 7) во сколько раз изменится скорость прямой реакции при повышении давления в системе в 3 раза; изменится ли при этом константа равновесия реакции;
- 8) математические выражения констант K_p и K_c ; соотношение между K_p и K_c ;
- 9) константу равновесия реакции, если начальные концентрации NO и O_2 соответственно были равны 0,8 и 0,6 моль/л и к моменту равновесия прореагировало 50% NO . Ответы обосновать.

Вариант №6

Реакция протекает по уравнению $2\text{SO}_{2(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{SO}_{3(\text{г})}$. Определить:

- 1) тепловой эффект реакции; с поглощением или с выделением тепла она протекает;
- 2) тепловой эффект реакции в расчете на: а) 1 моль SO_3 ; б) 1л O_2 ;
- 3) температуру, при которой система находится в термодинамическом равновесии;
- 4) изменение энергии Гиббса при 2000К; возможно ли самопроизвольное протекание процесса при данной температуре;
- 5) гомогенной или гетерогенной является данная система;
- 6) в каком направлении смещается равновесие процесса:
а) при повышении давления; б) при нагревании ($\Delta H_{\text{хр}} = -158$ кДж);
- 7) математические выражения констант K_p и K_c ; соотношение между K_p и K_c ;
- 8) во сколько раз изменится скорость прямой реакции при повышении давления в системе в 3 раза;
- 9) константу равновесия реакции, если начальные концентрации SO_2 и O_2 соответственно были равны 4 и 6 моль/л и к моменту равновесия прореагировало 60 % SO_2 ; во сколько раз изменится давление в системе к моменту равновесия по сравнению с первоначальным.

Вариант №7

Для реакции $\text{C}_{(\text{графит})} + \text{CO}_{2(\text{г})} = 2\text{CO}_{(\text{г})}$ установить:

- 1) тепловой эффект реакции в расчете на а) 1 моль CO_2 ; б) 1 моль CO ; в) 1л CO ;
- 2) возможно ли самопроизвольное протекание реакции при стандартных условиях;
- 3) изменение энтропии процесса; чем вызвано изменение энтропии;
- 4) температуру, выше которой данная реакция может протекать самопроизвольно;
- 1) гомогенной или гетерогенной является данная система;
- 2) математические выражения констант K_p и K_c ; соотношение между K_p и K_c ;
- 3) направление смещения равновесия процесса при повышении: а) температуры ($\Delta H_{\text{хр}} = 173$ кДж); б) давления; в) при введении катализатора;
- 8) соотношение между энергией активации прямого и обратного процессов;
- 9) константу равновесия процесса, если при некоторой температуре равновесные концентрации CO_2 и CO соответственно равны 0,1 и 0,5 моль/л; исходную концентрацию CO_2 .

Вариант №8

Уравнение реакции $4\text{HCl}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} + 2\text{Cl}_{2(\text{г})}$. Определить:

- 1) тепловой эффект реакции; экзо- или эндотермической она является;
- 2) тепловой эффект реакции в расчете на 1 моль HCl ;
- 3) направление протекания процесса при стандартных условиях и при $T=1000 \text{ K}$;
- 4) температуру, при которой система находится в термодинамическом равновесии; будет ли процесс протекать самопроизвольно при температуре выше рассчитанной;
- 5) гомогенной или гетерогенной является данная система;
- 6) математические выражения констант K_p и K_c ; соотношение между K_p и K_c ;
- 7) как влияет на равновесную концентрацию хлора:
 - а) повышение температуры системы ($\Delta H_{\text{хр}} = -115 \text{ кДж}$), как изменится при этом константа равновесия;
 - б) увеличение давления,
 - в) введение катализатора;
- 8) исходные концентрации хлористого водорода и кислорода, если равновесные концентрации веществ (моль/л) равны $[\text{Cl}_2] = 0,2$; $[\text{H}_2\text{O}] = 0,2$; $[\text{HCl}] = 0,3$; $[\text{O}_2] = 0,3$.
 Ответы обосновать.

Вариант №9

По уравнению реакции $\text{CO}_{(\text{г})} + \text{Cl}_{2(\text{г})} = \text{COCl}_{2(\text{г})}$ определить:

- 1) экзо- или эндотермической является данная реакция;
- 2) тепловой эффект реакции в расчете на 44,8 л $\text{CO}_{(\text{г})}$;
- 3) с увеличением или уменьшением энтропии протекает процесс; чем вызвано изменение энтропии;
- 4) направление протекания реакции при стандартных условиях и при 1000 K ; низкая или высокая температура способствует протеканию реакции в прямом направлении?
- 5) гомогенной или гетерогенной является данная реакция;
- 6) во сколько раз изменится скорость прямой реакции при повышении давления в системе в 3 раза;
- 7) в каком направлении смещается равновесие процесса а) при повышении давления; б) при понижении температуры ($\Delta H_{\text{хр}} = -88,3 \text{ кДж}$), в) увеличении концентрации CO ;
- 8) математические выражения констант K_p и K_c ;
- 9) равновесные концентрации веществ и константу равновесия процесса, если исходные концентрации CO и Cl_2 соответственно составляли 0,2 и 0,4 моль/л и к моменту равновесия прореагировало 50 % исходного количества CO . Ответы обосновать.

Вариант №10

По уравнению реакции $2\text{FeCO}_{3(\text{к})} + \frac{1}{2}\text{O}_{2(\text{г})} = \text{Fe}_2\text{O}_{3(\text{к})} + 2\text{CO}_{2(\text{г})}$ определить:

- 1) тепловой эффект реакции; экзо- или эндотермической она является;
- 2) тепловой эффект реакции в расчете на 3 моль CO_2 ;
- 3) направление протекания процесса при стандартных условиях;
- 4) температуру, выше которой процесс будет протекать самопроизвольно;
- 5) гомогенной или гетерогенной является данная реакция;
- 6) выражения констант K_p и K_c ; соотношение между K_p и K_c ;
- 7) в каком направлении смещается равновесие процесса при повышении: а) давления, б) температуры ($\Delta H_{\text{хр}} = -126,1 \text{ кДж}$), в) введении катализатора; г) увеличении весового количества $\text{FeCO}_{3(\text{к})}$;
- 8) начальную концентрацию O_2 , если равновесные концентрации O_2 и CO_2 соответственно равны 0,1 и 0,4 моль/л.

Вариант №11

По уравнению реакции $\text{CH}_{4(\text{г})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} = \text{CO}_{(\text{г})} + 3\text{H}_{2(\text{г})}$ определить:

- 1) с выделением или поглощением тепла протекает данная реакция;
- 2) тепловой эффект реакции в расчете на: а) 1 моль H_2 ; б) 1 л CH_4 ;
- 3) возможно ли самопроизвольное протекание процесса при стандартных условиях; за счет какого фактора, энтальпийного или энтропийного, возможно самопроизвольное протекание процесса;
- 4) температуру, выше которой данный процесс может протекать самопроизвольно;
- 5) гомогенной или гетерогенной является данная реакция;

- б) в каком направлении смещается равновесие процесса при понижении:
 а) давления, б) температуры ($\Delta H_{\text{кр}} = 206.3 \text{ кДж}$); в) введении катализатора;
 7) во сколько раз изменится скорость прямой реакции при повышении давления в системе в 4 раза;
 8) математические выражения констант K_p и K_c ;
 9) равновесные концентрации веществ, если при некоторой температуре исходные концентрации метана и паров воды соответственно были равными 0,1 и 0,2 моль/л и к моменту равновесия прореагировало 10 % начального количества метана. Ответы обосновать.

Вариант №12

Уравнение реакции $\text{NH}_3(\text{г}) + \text{HCl}(\text{г}) = \text{NH}_4\text{Cl}(\text{к})$. Определить:

- 1) тепловой эффект химической реакции;
 - 2) сколько тепла выделится или поглотится при образовании 3 моль NH_4Cl ;
 - 3) изменение энергии Гиббса при 200 и 1000K; протекает ли реакция при данных температурах;
 - 4) температуру, при которой реакция меняет своё направление;
 - 5) гомогенной или гетерогенной является данная реакция;
 - 6) выражения констант K_p и K_c ; соотношение между K_p и K_c ;
 - 7) в каком направлении смещается равновесие процесса а) при повышении давления, б) при повышении концентрации аммиака; будут ли эти факторы влиять на величину константы равновесия;
 - 8) во сколько раз изменится скорость прямой реакции при повышении давления в системе в 5 раз;
 - 9) равновесную концентрацию аммиака, если при некоторой температуре равновесная концентрация HCl равна 0,1 моль/л, а $K_c = 2$.
- Ответы обосновать.

Вариант №13

По уравнению реакции $\text{H}_2(\text{г}) + \text{I}_2(\text{г}) = 2\text{HI}(\text{г})$ установить:

- 1) экзо- или эндотермической является данная реакция;
- 2) сколько тепла выделится или поглотится при образовании а) 67,2 л HI ; б) 0,5 моль HI ;
- 3) направление протекания реакции при стандартных условиях и при 1000 K; низкая или высокая температура способствует протеканию реакции в прямом направлении?
- 4) изменение внутренней энергии системы (ΔU_{298});
- 5) гомогенной или гетерогенной является данная реакция;
- 6) выражения констант K_p и K_c , соотношение между K_p и K_c ;
- 7) во сколько раз изменится скорость прямой реакции при повышении давления в системе в 5 раз;
- 8) направление смещения равновесия при повышении температуры, как изменится при этом константа равновесия;
- 9) равновесную концентрацию HI , если исходные концентрации H_2 и I_2 соответственно равны 0,2 и 0,1 моль/л, а константа равновесия реакции равна 50. Ответы обосновать.

Вариант №14

По уравнению и термодинамическим данным реакции

$\text{PCl}_5(\text{г}) = \text{PCl}_3(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г})$ определить:

- 1) с выделением или поглощением тепла протекает эта реакция;
- 2) тепловой эффект реакции в расчете на 5л Cl_2 ;
- 3) возможно ли ее самопроизвольное протекание при стандартных условиях; при 600 K;
- 4) энтальпийный или энтропийный фактор является определяющим в направлении протекания процесса при 298 и 600K;
- 5) гомогенной или гетерогенной является данная система;

- 6) выражения констант K_p и K_c ; соотношение между K_p и K_c ;
- 7) в каком направлении смещается равновесие процесса при:
 - а) повышении давления; б) нагревании ($\Delta H_{\text{хр}} = 88 \text{ кДж}$);
- 8) соотношение между энергией активации прямого и обратного процесса;
- 9) константу равновесия реакции, если при некоторой температуре к моменту равновесия прореагировало 40% исходного количества PCl_5 , начальная концентрация которого была равна 1 моль/л. Ответы обосновать.

Вариант №15

Для реакции $\text{CO}_{(\text{г})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} = \text{CO}_{2(\text{г})} + \text{H}_{2(\text{г})}$ определить:

- 1) тепловой эффект химической реакции;
- 2) тепловой эффект реакции в расчете на: а) 2 моль H_2 ; б) 1л CO ;
- 3) возможность ее самопроизвольного протекания при стандартных условиях и при 1000К;
- 4) энтальпийный или энтропийный фактор будут определяющим в направлении протекания процесса при 298 и 1000К;
- 5) гомогенной или гетерогенной является данная система;
- 6) во сколько раз изменится скорость прямой реакций при повышении давления в системе в 2 раза; влияет ли повышение давления на смещение равновесия процесса;
- 7) в каком направлении смещается равновесие процесса при нагревании, увеличивается или уменьшается при этом константа равновесия реакции;
- 8) математические выражения констант K_p и K_c , соотношение между K_p и K_c ;
- 9) какими будут равновесные концентрации веществ, если начальные концентрации CO и H_2O соответственно равны 0,2 и 0,4 моль/л и к моменту равновесия прореагировало 40% исходного количества CO .

Ответы обосновать.

Вариант №16

Для реакции $\text{C}_{(\text{графит})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} = \text{CO}_{(\text{г})} + \text{H}_{2(\text{г})}$ определить:

- 1) тепловой эффект реакции; с поглощением или с выделением тепла она протекает;
- 2) направление протекания процесса при стандартных условиях;
- 3) температуру, выше которой возможно самопроизвольное протекание процесса;
- 4) энтальпийный или энтропийный фактор определяет направление протекания процесса при низких и высоких температурах;
- 5) гомогенной или гетерогенной является данная система;
- 6) в каком направлении смещается равновесие процесса при нагревании ($\Delta H_{\text{хр}} > 0$); увеличивается или уменьшается при этом константа равновесия реакции;
- 7) во сколько раз изменится скорость прямой реакции при повышении давления в системе в 2 раза; влияет ли повышение давления на смещение равновесия процесса;
- 8) математические выражения констант K_p и K_c ; соотношение между K_p и K_c ;
- 9) равновесные концентрации газов, если начальная концентрация паров H_2O 0,1 моль/л и к моменту равновесия прореагировало 20 % исходного количества H_2O . Ответы обосновать.

Вариант №17

Для реакции $\text{C}_{(\text{графит})} + 2\text{Cl}_{2(\text{г})} = \text{CCl}_{4(\text{г})}$ определить:

- 1) экзо- или эндотермической является данная реакция;
- 2) сколько тепла выделится или поглотится в расчете на: а) 3 моль Cl_2 ; б) 48г $\text{C}_{(\text{графит})}$;
- 3) направление протекания реакции при стандартных условиях и при 1000К; низкая или высокая температура способствует протеканию реакции в прямом направлении?
- 4) температуру, при которой система находится в термодинамическом равновесии;
- 5) гомогенной или гетерогенной является данная система;
- 6) во сколько раз изменится скорость прямой реакции при повышении давления в системе в 4 раза;

7) в каком направлении смещается равновесие процесса при: а) нагревании ($\Delta H_{\text{кр}} > 0$); увеличивается или уменьшается при этом константа равновесия реакции; б) повышении давления;

8) математические выражения констант K_p и K_c ; соотношение между K_p и K_c ;

9) начальную концентрацию хлора, если равновесие установилось при следующих концентрациях реагирующих веществ (моль/л): $[\text{Cl}_2] = 0,8$, $[\text{CCl}_4] = 0,3$.

Вариант №18

Реакция протекает по уравнению $2\text{CH}_{4(\text{г})} = \text{C}_2\text{H}_{2(\text{г})} + 3\text{H}_{2(\text{г})}$. Определить:

1) тепловой эффект реакции в расчете на 44,8 л H_2 ;

2) направление протекания процесса при стандартных условиях;

3) температуру, при которой начинается пиролиз метана;

4) энтальпийный или энтропийный фактор определяет направление протекания процесса при низких и высоких температурах;

5) гомогенной или гетерогенной является данная система;

6) во сколько раз изменится скорость прямой реакции при повышении давления в системе в 3 раза;

7) в каком направлении смещается равновесие процесса при:

а) нагревании ($\Delta H_{\text{кр}} > 0$); увеличивается или уменьшается при этом константа равновесия реакции; б) повышении давления;

8) математические выражения констант K_p и K_c ; соотношение между K_p и K_c ;

9) начальную концентрацию метана, если равновесие установилось при следующих концентрациях реагирующих веществ (моль/л): $[\text{CH}_4] = 0,2$; $[\text{H}_2] = 0,3$; $[\text{C}_2\text{H}_2] = 0,1$.

Вариант №19

Реакция протекает по уравнению $\text{N}_{2(\text{г})} + 3\text{H}_{2(\text{г})} = 2\text{NH}_{3(\text{г})}$. Определить:

1) тепловой эффект реакции; экзо- или эндотермической она является;

2) тепловой эффект реакции в расчете на 2 моль H_2 ;

3) направление протекания процесса при стандартных условиях, 600К;

4) температуру, выше которой процесс не будет протекать самопроизвольно;

5) гомогенной или гетерогенной является данная система;

6) во сколько раз изменится скорость прямой реакции при повышении давления в 2 раза;

7) математические выражения констант K_p и K_c ; соотношение между K_p и K_c ;

8) в каком направлении сместится равновесие процесса при повышении давления;

9) константу равновесия (K_c) и исходные концентрации N_2 и H_2 , если равновесие в системе установилось при следующих концентрациях (моль/л): $[\text{N}_2] = 11$; $[\text{H}_2] = 2$; $[\text{NH}_3] = 3$.

Вариант №20

Реакция протекает по уравнению $\text{CO}_{(\text{г})} + \text{Cl}_{2(\text{г})} = \text{COCl}_{2(\text{г})}$. Определить:

1) тепловой эффект реакции; с поглощением или с выделением тепла она протекает;

2) изменение внутренней энергии системы (ΔU_{298});

3) направление протекания процесса при стандартных условиях и при 600К;

4) энтальпийный или энтропийный фактор определяет направление протекания процесса при стандартных условиях и при 600К;

5) гомогенной или гетерогенной является данная система;

6) во сколько раз изменится скорость прямой реакции при повышении давления в 4 раза;

7) математические выражения констант K_p и K_c ; соотношение между K_p и K_c ;

8) в каком направлении сместится равновесие процесса при повышении давления;

9) равновесные концентрации веществ и константу равновесия (K_c), если исходные концентрации CO и Cl_2 соответственно составляли 0,2 и 0,4 моль/л и к моменту равновесия прореагировало 50 % исходного количества CO .

Вариант №21

Реакция протекает по уравнению $2\text{NO}_{2(\text{г})} = 2\text{NO}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})}$. Определить:

1) тепловой эффект реакции;

2) сколько тепла выделится или поглотится при образовании: а) 1л NO ; б) 3моль O_2 ;

- 3) направление самопроизвольного протекания реакции при стандартных условиях;
- 4) температуру, выше которой данная реакция будет протекать самопроизвольно;
- 5) гомогенной или гетерогенной является данная система;
- 6) во сколько раз изменится скорость прямой реакции при повышении давления в 5 раз;
- 7) математические выражения констант K_p и K_c ; соотношение между K_p и K_c ;
- 8) в каком направлении сместится равновесие процесса при: а) понижении давления; б) понижении температуры; в) введении катализатора;
- 9) равновесные концентрации веществ, если исходная концентрация $[\text{NO}_2] = 4$ моль/л и к моменту равновесия прореагировало 60 % от его первоначального количества. Ответы обосновать.

Вариант №22

Реакция протекает по уравнению $2\text{CO}_{(г)} + 2\text{H}_{2(г)} = \text{CH}_{4(г)} + \text{CO}_{2(г)}$. Определить:

- 1) тепловой эффект реакции; экзо- или эндотермической она является;
- 2) тепловой эффект реакции в расчете на 67,2 л CO;
- 3) изменение внутренней энергии системы (ΔU_{298});
- 4) направление протекания процесса при стандартных условиях и 1000K;
- 5) гомогенной или гетерогенной является данная система;
- 6) во сколько раз изменится скорость прямой реакции при повышении давления в системе в 2 раза;
- 7) в каком направлении смещается равновесие процесса при: а) нагревании ($\Delta H_{\text{xp}} < 0$); увеличивается или уменьшается при этом константа равновесия реакции; б) повышении давления; в) введении катализатора;
- 8) математические выражения констант K_p и K_c ; соотношение между K_p и K_c ;
- 9) равновесные концентрации веществ, если исходные концентрации CO и H_2 соответственно были равны 0,2 и 0,4 моль/л и к моменту равновесия прореагировало 20 % исходного количества CO.

Вариант №23

Для реакции $2\text{NO}_{(г)} + \text{Cl}_{2(г)} = 2\text{NOCl}_{(г)}$ определить:

- 1) тепловой эффект реакции; с поглощением или с выделением тепла она протекает;
- 2) тепловой эффект реакции в расчете на: а) 1 моль NO; б) 1 л NO;
- 3) температуру, при которой система находится в термодинамическом равновесии;
- 4) изменение энергии Гиббса при 1000K; возможно ли самопроизвольное протекание процесса при данной температуре;
- 5) гомогенной или гетерогенной является данная система;
- 6) во сколько раз изменится скорость прямой реакции при повышении давления в 2 раза;
- 7) математические выражения констант K_p и K_c ; соотношение между K_p и K_c ;
- 8) в каком направлении сместится равновесие процесса: а) при уменьшении давления; б) при увеличении концентрации Cl_2 ;
- 9) константу равновесия (K_c), если исходные концентрации $[\text{NO}] = 0,4$ моль/л и $[\text{Cl}_2] = 0,3$ моль/л, и при этой температуре к моменту равновесия прореагировало 20% NO. Ответы обосновать.

Вариант №24

Для реакции $\text{H}_{2(г)} + \text{I}_{2(г)} = 2\text{HI}_{(г)}$ определить:

- 1) тепловой эффект реакции, с поглощением или с выделением тепла она протекает;
- 2) тепловой эффект реакции в расчете на а) 5 моль HI, б) 50л HI;
- 3) направление протекания процесса при стандартных условиях и при 2000K;
- 4) высокая или низкая температура способствует более глубокому протеканию реакции;
- 5) гомогенной или гетерогенной является данная система;
- 6) во сколько раз изменится скорость прямой реакции при повышении давления в 2 раза
- 7) математические выражения констант K_p и K_c ; соотношение между K_p и K_c ;
- 8) в каком направлении сместится равновесие процесса при: а) уменьшении давления; б) увеличении температуры; в) введении катализатора;

9) сколько молей H_2 надо взять на 1 моль I_2 , чтобы 90 % йода превратилось в HI , если константа равновесия при 445°C равна 50?

Ответы обосновать.

Вариант №25

Реакция протекает по уравнению $2\text{NO}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{NO}_{2(\text{г})}$. Определить:

- 1) тепловой эффект реакции;
- 2) сколько тепла выделится или поглотится а) при образовании 11,2 л NO_2 ; б) если прореагирует 3 моль O_2 ;
- 3) направление самопроизвольного протекания реакции при стандартных условиях и при 1000K;
- 4) энтальпийный или энтропийный фактор будет определяющим в направлении протекания процесса при 298 и 1000K;
- 5) гомогенной или гетерогенной является данная система;
- 6) во сколько раз изменится скорость прямой реакции при повышении давления в 2 раза
- 7) математические выражения констант K_p и K_c ; соотношение между K_p и K_c ;
- 8) в каком направлении сместится равновесие процесса при: а) повышении давления; б) повышении концентрации O_2 ;
- 9) исходную концентрацию NO , если в момент равновесия при температуре 494°C концентрация кислорода стала 0,1 моль/л, а диоксида азота - 0,25 моль/л. Константа равновесия (K_c) при этой температуре равна 2,2.

Вариант №26

По уравнению реакции $2\text{HI}_{(\text{г})} = \text{H}_{2(\text{г})} + \text{I}_{2(\text{г})}$ установить:

- 1) возможность самопроизвольного протекания реакции при стандартных условиях;
- 2) экзо- или эндотермической является данная реакция;
- 3) тепловой эффект реакции в расчете на: а) 5 моль HI ; б) 5л H_2 ;
- 4) энтальпийный или энтропийный фактор будет определяющим в направлении протекания процесса при 298K;
- 5) гомогенной или гетерогенной является данная реакция;
- 6) выражения констант K_p и K_c , соотношение между K_p и K_c ;
- 7) во сколько раз изменится скорость прямой реакции при повышении давления в системе в 4 раза;
- 8) направление смещения равновесия при увеличении реакционного объёма;
- 9) равновесную концентрацию HI , если его исходная концентрация равна 4 моль/л, а константа равновесия реакции при некоторой температуре равна 1,64. Ответы обосновать.

Вариант №27

Реакция протекает по уравнению $\text{N}_{2(\text{г})} + 3\text{H}_{2(\text{г})} = 2\text{NH}_{3(\text{г})}$. Определить:

- 1) тепловой эффект реакции; экзо- или эндотермической она является;
- 2) тепловой эффект реакции в расчете на 67,2 л NH_3 ;
- 3) изменение внутренней энергии системы (ΔU_{298});
- 4) направление протекания процесса при стандартных условиях и 1000K;
- 5) гомогенной или гетерогенной является данная система;
- 6) во сколько раз изменится скорость прямой реакции при понижении давления в 3 раза;
- 7) математические выражения констант K_p и K_c ; соотношение между K_p и K_c ;
- 8) как повлияет на равновесную концентрацию азота повышение:
а) давления; б) температуры; в) введение катализатора;
- 9) давление газовой смеси в момент равновесия при 500°C , если исходные концентрации N_2 и H_2 были (моль/л): $[\text{N}_2] = 2$, $[\text{H}_2] = 8$ и к моменту наступления равновесия прореагировало 10% исходного количества азота.

Ответы обосновать.

8.2. Типовые контрольные задания или иные материалы, необходимые для оценки знаний, умений, навыков и (или) опыта в ходе промежуточной аттестации по дисциплине

Экзамен проводится в тестовой и устно-письменной форме по всему материалу изучаемого курса «Химии»

Экзаменационный билет содержит 4 вопроса из разных тем курса.

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЕ БИЛЕТЫ

Кафедра ПБЭиХ Э К З А М Е Н А Ц И О Н Н Ы Й Б И Л Е Т N 1

Дисциплина Химия

1. Классификация неорганических соединений. Основные понятия и законы химии.
2. Какой из факторов, энтальпийный или энтропийный, является определяющим в направлении протекания данной реакции при низких и высоких температурах?



3. Методом электронно-ионных уравнений составьте полные уравнения реакций, учитывая, что либо окислитель, либо восстановитель являются также и средой. Обоснуйте на основании стандартных окислительно-восстановительных потенциалов возможность протекания данной реакции:



4. В 1 М растворы HCl, CuSO₄, Pb(NO₃)₂, Al₂(SO₄)₃, KNO₃, NiSO₄ опускают по кусочку олова. В каком растворе олово будет растворяться?

Кафедра ПБЭиХ Э К З А М Е Н А Ц И О Н Н Ы Й Б И Л Е Т N 2

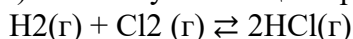
Дисциплина Химия

1. Строение атома. Энергетическая структура атомов. Главное, орбитальное и магнитное квантовые числа как характеристики состояния электронов в атоме. Спин электронов. Принцип Паули. Правило Гунда.

2. Для обратимого процесса записать: 1) Записать математические выражения констант равновесия K_c и K_p;

2) Вычислить соотношение между K_c и K_p при 250С;

3) Используя таблицы термодинамических величин найти значение K_p.



3. Вычислить концентрацию ионов водорода [H⁺] (моль/л) и pH раствора, в котором концентрация ионов гидроксида [OH⁻] равна 10⁻⁵ моль/л;

4. Методом электронно-ионных уравнений составьте полные уравнения реакций, учитывая, что либо окислитель, либо восстановитель являются также и средой. Обоснуйте на основании стандартных окислительно-восстановительных потенциалов возможность протекания данной реакции.



Кафедра ПБЭиХ Э К З А М Е Н А Ц И О Н Н Ы Й Б И Л Е Т N 3

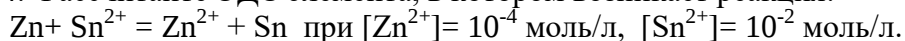
Дисциплина Химия

1. Термодинамическая система. Виды систем. Состояние системы. Внутренняя энергия и энтальпия системы. Первый закон термодинамики. Энтальпия. Закон Гесса и его следствия. Расчет тепловых эффектов химических реакций.

2. Какой должна быть энергия активации, чтобы скорость реакции увеличилась в 3 раза при возрастании температуры от 300 до 310К?

3. Вычислить константу диссоциации кислоты HCOOH, если в 0,4М растворе [H⁺] = 2,68 · 10⁻³ моль/л

4. Рассчитайте ЭДС элемента, в котором возникает реакция:



Кафедра ПБЭиХ Э К З А М Е Н А Ц И О Н Н Ы Й Б И Л Е Т N 4

Дисциплина Химия

1. Стандартные условия. Стандартные состояния. Функции состояния. Энтропия. Второй закон термодинамики. Возрастание (убыль) энтропии в зависимости от строения веществ, при фазовых переходах и в химических реакциях.
2. Определить, может ли данная реакция протекать в прямом направлении при стандартных условиях $\text{Fe}_3\text{O}_4(\text{тв}) + 4\text{H}_2(\text{г}) = 3\text{Fe}(\text{тв}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{г})$?
3. Определить концентрацию насыщенного раствора (C_m) в моль/л и г/л сульфата бария, если его $\text{ПР} = 1,08 \cdot 10^{-10}$.
4. Составьте схему процессов, происходящих на медных электродах, при электролизе водного раствора KNO_3

Кафедра ПБЭиХ Э К З А М Е Н А Ц И О Н Н Ы Й Б И Л Е Т N 5

Дисциплина Химия

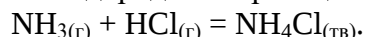
1. Кинетика химических реакций. Средняя и мгновенная скорость реакции. Скорость гетерогенных реакций. Закон действия масс. Зависимость скорости от концентрации реагентов. Порядки реакции. Константа скорости.
2. Определить температуру инверсии для данной реакции $\text{ZnO}(\text{тв}) + \text{C}(\text{графит}) = \text{Zn} + \text{CO}(\text{г})$. Будет ли данная реакция протекать самопроизвольно при стандартных условиях?
3. Рассчитать концентрацию насыщенного раствора (C_m) в моль/л, г/л иодида свинца, если его $\text{ПР} = 8,7 \cdot 10^{-9}$.
4. Методом электронно-ионных уравнений составьте полные уравнения реакций, учитывая, что либо окислитель, либо восстановитель являются также и средой. Обоснуйте на основании стандартных окислительно-восстановительных потенциалов возможность протекания данных реакций $\text{H}_2\text{S} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{S} + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Кафедра ПБЭиХ Э К З А М Е Н А Ц И О Н Н Ы Й Б И Л Е Т N 6

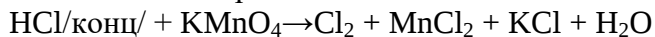
Дисциплина Химия

1. Энергия активации процесса. Активированный комплекс. Влияние температуры на скорость химической реакции. Правило Вант-Гоффа. Уравнение Аррениуса. Энергия активации и предэкспоненциальный множитель - их физический смысл.

2. Вычислить количество тепла, выделившегося при взаимодействии 10 л аммиака (н.у.) с хлористым водородом по реакции:



3. Методом электронно-ионных уравнений составьте полные уравнения реакций, учитывая, что либо окислитель, либо восстановитель являются также и средой. Обоснуйте на основании стандартных окислительно-восстановительных потенциалов возможность протекания данных реакций.



4. Рассчитайте ЭДС элемента, в котором протекает реакция $\text{Fe} + 2\text{Ag}^+ = \text{Fe}^{2+} + 2\text{Ag}$ при $[\text{Fe}^{2+}] = 10^{-2}$ моль/л, $[\text{Ag}^+] = 10^{-3}$ моль/л.

Кафедра ПБЭиХ Э К З А М Е Н А Ц И О Н Н Ы Й Б И Л Е Т N 7

Дисциплина Химия

1. Классификация растворов. Теория электролитической диссоциации Аррениуса. Степень и константа диссоциации. Виды концентраций. Реакции ионного обмена. Диссоциация электролитов.

2. Разложение гремучей ртути протекает по уравнению

$\text{Hg}(\text{CNO})_2(\text{тв}) = \text{Hg}(\text{ж}) + 2\text{CO}(\text{г}) + \text{N}_2(\text{г})$, $\Delta H_{\text{кр}}^{298} = -364$ кДж. Определить объем выделившихся газов и количество тепла при взрыве 1 кг $\text{Hg}(\text{CNO})_2$ при н.у.

3. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей, определите реакцию их водных растворов: а) ZnCl_2 ; б) NaNO_2 ;

4. Вычислите ЭДС и определите направление движения электронов во внешней цепи гальванического элемента:

Fe | Fe²⁺ (1 моль/л) || Ag⁺ (0,01 моль/л) | Ag;

Кафедра ПБЭиХ

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ N 8

Дисциплина Химия

1. Ионное произведение воды. Шкала кислотности. Нейтральные, кислые и щелочные растворы и их pH. Ступенчатая диссоциация электролитов в растворах. Константы диссоциации кислот и оснований. Основные, кислые и средние соли.
2. ΔH_{298}° реакции $\text{Cd(тв)} + 1/2\text{O}_2(\text{г}) = \text{CdO(тв)}$ составляет -256,43 кДж. Определить: а) ΔU_{298}° реакции; б) сколько молей Cd необходимо взять, чтобы выделилось 628 кДж тепла?
3. Во сколько раз изменится скорость прямой реакции (реакцию считать элементарной) при изменении давления в n раз? $2\text{NO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(\text{г})$
4. Имеется гальванический элемент $\text{Co} | [\text{Co}^{2+}] = 1 \text{ моль/л} || [\text{Ni}^{2+}] = X \text{ моль/л} | \text{Ni}$. При какой концентрации ионов никеля (X моль/л) электродный потенциал никеля будет равен электродному потенциалу кобальта?

Кафедра ПБЭиХ

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ N 9

Дисциплина Химия

1. Гидролиз солей. Ступенчатый гидролиз.
2. Возможно ли самопроизвольное протекание данной реакции при стандартных условиях?
 $\text{C (графит)} + 2\text{F}_2(\text{г}) = \text{CF}_4(\text{г})$, найти температуру инверсии.
3. Для следующего обратимого процесса: $\text{C(тв)} + \text{O}_2(\text{г}) \rightleftharpoons \text{CO}_2(\text{г})$
 - 1) Записать математические выражения констант равновесия K_c и K_p ;
 - 2) Вычислить соотношение между K_c и K_p при 25°C;
 - 3) Используя таблицы термодинамических величин найти значение K_p .
4. Вычислите ЭДС и определите направление движения электронов во внешней цепи гальванического элемента: $\text{Al} | \text{Al}^{3+} (0,1 \text{ моль/л}) || \text{Al}^{3+} (0,01 \text{ моль/л}) | \text{Al}$;

Кафедра ПБЭиХ

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ N 10

Дисциплина Химия

1. Произведение Растворимости (ПР). Условия осаждения и растворения электролитов. Насыщенные, пересыщенные и ненасыщенные растворы солей.
2. Для реакции $\text{CaCO}_3(\text{тв}) \rightleftharpoons \text{CaO(тв)} + \text{CO}_2(\text{г})$ $\Delta H_{298}^{\circ} = 176,04 \text{ кДж}$. Указать, как повлияют на равновесную концентрацию диоксида углерода следующие изменения: а) понижение температуры; б) увеличение весового количества карбоната кальция; г) введение катализатора; д) измельчение имеющегося количества карбоната кальция?
3. Записать выражения и вычислить величины ПР, зная концентрацию (моль/л) одного из ионов в насыщенном растворе малорастворимых электролитов CaCO_3 , $[\text{CO}_3^{2-}] = 6,6 \cdot 10^{-5}$
4. Методом электронно-ионных уравнений составьте полные уравнения реакций, учитывая, что либо окислитель, либо восстановитель являются также и средой. Обоснуйте на основании стандартных окислительно-восстановительных потенциалов возможность протекания данной реакции. $\text{Ag} + \text{H}_2\text{SO}_4/\text{конц} \rightarrow \text{Ag}_2\text{SO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Кафедра ПБЭиХ

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ N 11

Дисциплина Химия

1. Электрохимические процессы. Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы. Виды электродов и их окислительно-восстановительные потенциалы. Формула Нернста.
2. Для процесса записать:
 $\text{N}_2\text{O}_4(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(\text{г})$
 - 1) математические выражения констант равновесия K_c и K_p ;

- 2) Вычислить соотношение между K_c и K_p при 25°C ;
- 3) Используя таблицы термодинамических величин найти значение K_p .
3. Вычислить константу диссоциации кислоты: HCN, если в 0,25M растворе $[\text{H}^+] = 1 \cdot 10^{-5}$ моль/л;
4. Методом электронно-ионных уравнений составьте полные уравнения реакций, учитывая, что либо окислитель, либо восстановитель являются также и средой. Обоснуйте на основании стандартных окислительно-восстановительных потенциалов возможность протекания данной реакции. $\text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4/\text{конц} \rightarrow \text{I}_2 + \text{H}_2\text{S} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

Кафедра ПБЭиХ Э К З А М Е Н А Ц И О Н Н Ы Й Б И Л Е Т N 12

Дисциплина Химия

1. Электрохимические процессы. Гальванические элементы. Расчет ЭДС. Связь ЭДС с изменением энергии Гиббса и константой равновесия окислительно-восстановительных реакций.

2. Сколько тепла выделится или поглотится, если в реакцию вступило 2 литра метана.

$2\text{CH}_{4(\text{г})} = \text{C}_2\text{H}_{4(\text{г})} + 2\text{H}_{2(\text{г})}$. Определить направление протекания данной реакции?

3. Для реакции $\text{COCl}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons \text{CO}_{(\text{г})} + \text{Cl}_{2(\text{г})}$ константы скорости при 665K и 745K соответственно равны $0,53 \cdot 10^{-2}$ и $76,6 \cdot 10^{-2}$. Вычислить энергию активации.

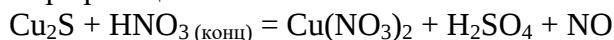
4. Рассчитать молярность раствора NH_4OH , pH которого равен 11, $K_d = 1,8 \cdot 10^{-5}$

Кафедра ПБЭиХ Э К З А М Е Н А Ц И О Н Н Ы Й Б И Л Е Т N 13

Дисциплина Химия

1. Основные и возбужденные состояния атомов. Природа химической связи, условие и способы ее возникновения. Длина, угол и энергия связи. Основные типы химической связи. Ионная связь. Ковалентная связь.

2. Сколько Окислительно-восстановительные реакции. Критерии, определяющие направление этих реакций. Метод полуреакций для подбора коэффициентов уравнений на примере реакции:



3. Сколько граммов серной кислоты образуется около нерастворимого анода при электролизе водного раствора Na_2SO_4 , если на этом же аноде выделилось 1,12 л кислорода (н.у.)? Рассчитать массу газа образовавшегося на катоде.

4. Определить pH 0,01 M HCl и 0,1 M HCN ($K = 8 \cdot 10^{-10}$).

Кафедра ПБЭиХ Э К З А М Е Н А Ц И О Н Н Ы Й Б И Л Е Т N 14

Дисциплина Химия

1. Обменный и донорно-акцепторный механизмы ее возникновения. Распаривание электронов.

2. Рассчитать pH и степень диссоциации 0,1% раствора NH_4OH , $K_d = 1,8 \cdot 10^{-5}$

3. Рассчитать тепловой эффект процесса и равновесную температуру для реакции:

$\text{Al}_4\text{C}_3 (\text{к}) + 6\text{O}_2 = 2\text{Al}_2\text{O}_3 (\text{к}) + 3\text{CO}_2$. Какое кол-во тепла выделиться при образовании 10 л CO_2 .

4. $\text{SnCl}_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} \rightarrow \text{SnCl}_4 + \text{CrCl}_3 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$. Расставить коэффициенты, указать окислитель и восстановитель. Пойдет ли самопроизвольно реакция в прямом направлении? Обосновать ответ расчетом.

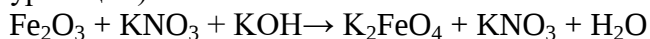
Кафедра ПБЭиХ Э К З А М Е Н А Ц И О Н Н Ы Й Б И Л Е Т N 15

Дисциплина Химия

1. Способы образования химической связи и перекрывания электронных облаков (атомных орбиталей). σ и π -связи. Одинарные и кратные связи. Перекрывание и прочность (длина) связи.

2. Для реакции $2\text{N}_2\text{O} = 2\text{N}_2 + \text{O}_2$ определить: 1) равновесные концентрации веществ, если исходная $[\text{N}_2\text{O}] = 0,2 \text{ M}$, а к моменту равновесия прореагировало 20 % закиси азота; Определить K_p и K_c .

3. Определите pH раствора, содержащего в 1 л 0,35 г NH_4OH .
4. Расставить коэффициенты методом ионно-электронных уравнений (метод полуреакций)



Кафедра ПБЭиХ ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ N 16

Дисциплина Химия

1. Донорно-акцепторная связь. Металлическая связь. Водородная (межмолекулярная и внутримолекулярная) связь. Способы ее возникновения.

2. Сколько тепла выделится при образовании 1 кг кремния по реакции $\text{SiO}_2 + 2\text{Mg}_{(\text{тв})} = 2\text{MgO}_{(\text{тв})} + \text{Si}_{(\text{тв})}$;

Найти равновесную температуру данной реакции.

3. Запишите уравнения электродных процессов и токообразующей реакции, рассчитайте ЭДС гальванического элемента: $\text{Cu} \mid \text{Cu}^{2+}(0,01 \text{ моль/л}) \parallel \text{Ag}^+(0,1 \text{ моль/л}) \mid \text{Ag}$

4. Найти pH и концентрацию гидроксид-иона 6 % CH_3COOH , $\rho = 1,1 \text{ г/см}^3$

Кафедра ПБЭиХ ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ N 17

Дисциплина Химия

1. Условие самопроизвольного протекания процессов и термодинамическое равновесие. Энергия Гиббса. Фазовые равновесия. Энергетическая диаграмма реакции.

2. ΔH°_{298} реакции $\text{Cd}_{(\text{тв})} + 1/2\text{O}_{2(\text{г})} = \text{CdO}_{(\text{тв})}$ составляет - 256,43 кДж. Определить: а) ΔU°_{298} реакции в цифрах; б) сколько молей Cd необходимо взять, чтобы выделилось 628 кДж тепла?

3. Составьте схему и рассчитайте ЭДС гальванического элемента, в котором бы протекала реакция: $\text{Ni} + \text{Ag}^+ = \text{Ni}^{2+} + \text{Ag}$, если концентрация ионов в растворе: $[\text{Ni}^{2+}] = 0,01 \text{ моль/л}$ и $[\text{Ag}^+] = 0,1 \text{ моль/л}$

4. Гетерогенное равновесие осадок - насыщенный раствор. Написать выражение ПР для $\text{Cr}(\text{OH})_3$ и рассчитать растворимость этого соединения в м/л и г/л.

Кафедра ПБЭиХ ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ N 18

Дисциплина Химия

1. Связь энергии активации с тепловым эффектом. Обратимые и необратимые процессы. Условия изменения направления обратимых химических реакций. Энтальпийный и энтропийный факторы. Температура инверсии реакции. Связь стандартной энергии Гиббса реакции с ее константой равновесия.

2. Исходные концентрации веществ в реакции $\text{CO}_{(\text{г})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} \rightleftharpoons \text{H}_{2(\text{г})} + \text{CO}_{2(\text{г})}$ были: $[\text{CO}] = 0,05 \text{ моль/л}$; $[\text{H}_2\text{O}] = 0,06 \text{ моль/л}$; $[\text{H}_2] = 0,2 \text{ моль/л}$; $[\text{CO}_2] = 0,4 \text{ моль/л}$. Вычислите концентрации всех участвующих в реакции веществ после того, как прореагировало 60% H_2O . Найти константу равновесия реакции.

3. Рассчитать концентрацию ионов H^+ , OH^- и pH 0,5 % раствора NH_4OH

4. Окислительно-восстановительные реакции. Критерии, определяющие направление этих реакций. Метод полуреакций для подбора коэффициентов уравнений на примере реакции: $\text{Cu}_2\text{S} + \text{HNO}_3_{(\text{конц})} = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}$

Кафедра ПБЭиХ ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ N 19

Дисциплина Химия

1. Гомогенный и гетерогенный катализ. Гомогенный катализ. Влияние катализатора на барьер прямой и обратной химической реакции. Катализ и химическое равновесие. Достоинства и недостатки этого вида катализа.

2. Для реакции $2\text{Cu}_{(\text{тв})} + 1/2\text{O}_{2(\text{г})} = \text{Cu}_2\text{O}_{(\text{тв})}$ ΔH°_{298} которой составляет -167,6 кДж, рассчитать: а) сколько литров кислорода вступило в реакцию, если выделилось 335,2 кДж тепла? б) ΔU°_{298} реакции (в цифрах).

3. Определить растворимость Ag_2S , если его ПР = $6 \cdot 10^{-50}$.

4. Вычислить концентрацию ионов водорода и pH в 0,01 М NaOH и 0,01 М растворе NH_4OH .

Кафедра ПБЭиХ ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ N 20

Дисциплина Химия

1. Характеристика связи. Теория гибридизации. Типы гибридизаций. Определить гибридизацию центрального атома. Нарисовать расположение орбиталей в молекулах CH_3Cl , CO_2 , PH_3 в пространстве. Определите полярность молекул.

2. Вычислить pH раствора, если концентрация $[\text{OH}^-] = 10^{-5}$?

3. Дана обратимая реакция: $4\text{HCl}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} + 2\text{Cl}_{2(\text{г})}$. Вычислить ΔH_{298}^0 реакции. Как повлияют на равновесную концентрацию хлора следующие изменения: а) повышение температуры; б) увеличение общего давления; в) увеличение концентрации кислорода; г) увеличение объема реакционного сосуда; д) введение катализатора.

4. Запишите электролиз водного раствора NaCl . Укажите все катодные и анодные реакции.

Кафедра ПБЭиХ

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ N 21

Дисциплина Химия

1. Гетерогенный катализ и его особенности. Промежуточные соединения в гетерогенном катализе. Достоинства и недостатки гетерогенного катализа. Влияние катализатора на $E_{\text{акт}}$ и скорости прямой и обратной реакций.

2. Вычислить константу и степень диссоциации NH_4OH , если концентрация H^+ -ионов в 0,1М растворе NH_4OH равна 10^{-9} моль/л.

3. Составьте схему и рассчитайте ЭДС гальванического элемента, в котором бы протекала реакция: $\text{Zn} + \text{Co}^{2+} = \text{Zn}^{2+} + \text{Co}$, если концентрация ионов в растворе: $[\text{Zn}^{2+}] = 1,5$ моль/л и $[\text{Co}^{2+}] = 0,01$ моль/л.

4. Определите равновесная температура реакции:

$4\text{HCl}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} + 2\text{Cl}_{2(\text{г})}$ $\Delta H_{298}^0 = -112,24$ кДж.

Кафедра ПБЭиХ

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ N 22

Дисциплина Химия

1. Принцип подвижного (динамического) равновесия Ле-Шателье. Обратимые реакции. Закон действия масс и константы равновесия K_c и K_p .

2. Во сколько раз растворимость (моль/л) $\text{Fe}(\text{OH})_2$, больше растворимости $\text{Fe}(\text{OH})_3$, если $\text{PР}_1 = 5 \cdot 10^{-16}$; $\text{PР}_2 = 3,8 \cdot 10^{-38}$.

3. Укажите ступенчатый гидролиз на примере ZnCl_2 и Na_3PO_4 .

4. Рассчитайте ЭДС элемента $\text{Pt}/\text{Co}^{3+} 0,01; \text{Co}^{2+} 10^{-4} // \text{Cr}^{2+} 10^{-3}, \text{Cr}^{3+}, 10^{-2}\text{М/л}/\text{Pt}$. Укажите реакции и полярность электродов.

Кафедра ПБЭиХ

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ N 23

Дисциплина Химия

1. Электролиз. Законы электролиза Фарадея. Число Фарадея. Выход по току. Перенапряжение.

2. Определите константы равновесия K_c и K_p . Взаимосвязь этих величин для гомогенных газообразных $4\text{HCl}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} + 2\text{Cl}_{2(\text{г})}$ и конденсированных систем $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2$.

3. Рассчитать pH и степень диссоциации 0,1 М раствора уксусной кислоты.

4. Дано уравнение. $\text{MnO}_2 + \text{KClO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$ расставить коэффициенты методом ионно-электронных уравнений. Пойдет ли реакция в прямом направлении? Ответ обосновать.

Кафедра ПБЭиХ

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ N 24

Дисциплина Химия

1. Электролиз с инертными и растворимыми анодами. Обоснование выбора электродных полуреакций на основе их электродных потенциалов.

2. Константа равновесия реакции $\text{N}_{2(\text{г})} + 3\text{H}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons 2\text{NH}_{3(\text{г})}$ $K_c = 0,1$ при 673К. Равновесные концентрации $[\text{H}_2] = 0,6$ моль/л; $[\text{NH}_3] = 0,18$ моль/л. Вычислить начальную и равновесную концентрации азота.

3. Составьте схему и рассчитайте ЭДС гальванического элемента, в котором бы протекала реакция: $\text{Cd} + \text{Cu}^{2+} = \text{Cd}^{2+} + \text{Cu}$, если концентрация ионов в растворе: $[\text{Cd}^{2+}] = 0,1$ моль/л и $[\text{Cu}^{2+}] = 0,01$ моль/л
4. $\text{KNO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O}$. Расставить коэффициенты методом ионно-электронных уравнений (метод полуреакций), указать окислитель и восстановитель. Пойдет ли самопроизвольно реакция в прямом направлении? Обосновать ответ расчетом.

Кафедра ПБЭиХ

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ N 25

Дисциплина Химия

1. Коррозия. Типы коррозии. Способы защиты металлов от коррозии.
2. Рассчитать pH 0,2 М NH_4OH ; $K_d = 2 \cdot 10^{-5}$
3. Дана реакция: $\text{CO} + \text{Cl}_2 = \text{COCl}_2$. Исходные концентрации CO и хлора равны 0,7 и 0,2 М. Вычислить концентрации всех веществ в момент равновесия, когда $[\text{Cl}_2] = 0,1$ М. Определить константу равновесия этой реакции.
4. Расставить коэффициенты методом ионно-электронных уравнений (метод полуреакций) в уравнении: $\text{K}_2\text{S} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{S} + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$. Указать окислитель и восстановитель. Пойдет ли самопроизвольно реакция в прямом направлении? Обосновать ответ расчетом.

Кафедра ПБЭиХ

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ N 26

Дисциплина Химия

1. Стандартные энтальпии образования простых и сложных веществ. Закон Гесса и его следствия. Термохимические уравнения. Расчет тепловых эффектов химических реакций.
2. Дана обратимая реакция: $4\text{HCl}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}_{(г)} + 2\text{Cl}_{2(г)}$. Вычислить ΔH^0_{298} реакции. Как повлияют на равновесную концентрацию хлора следующие изменения: а) повышение температуры; б) увеличение общего давления; в) увеличение концентрации кислорода; г) увеличение объема реакционного сосуда; д) введение катализатора.
3. Напишите уравнения электродных процессов, полярность электродов и токообразующей реакции, рассчитайте ЭДС гальванического элемента: $\text{Fe} | \text{Fe}^{2+}(0,001 \text{ моль/л}) || \text{Ag}^+(0,01 \text{ моль/л}) | \text{Ag}$
4. Расставить коэффициенты методом ионно-электронных уравнений (метод полуреакций) в уравнении: $\text{KNO}_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$. Пойдет ли самопроизвольно реакция в прямом направлении? Обосновать ответ расчетом.

Кафедра ПБЭиХ

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ N 27

Дисциплина Химия

1. Строение атома. Уровни и подуровни энергии. Число АО на уровнях и подуровнях (в оболочках и подоболочках). Главное, орбитальное и магнитное квантовые числа как характеристики состояния электронов в атоме. Спин электронов. Принцип Паули. Правило Гунда. Взаимосвязь квантовых чисел.
2. Найти pH и концентрацию гидроксид-иона 0,1 % CH_3COOH , $\rho = 1 \text{ г/см}^3$
3. Пользуясь табличными данными, рассчитать ΔH^0_{298} реакции $\text{CO}_{(г)} + \text{H}_2\text{O} = \text{CO}_{2(г)} + \text{H}_{2(г)}$. Определить: а) ΔU^0_{298} реакции; б) сколько граммов и сколько литров CO вступило в реакцию, если выделилось 14,66 кДж тепла (н.у.)?
4. Составьте схему и рассчитайте ЭДС гальванического элемента, в котором бы протекала реакция: $\text{Ni} + \text{Ag}^+ = \text{Ni}^{2+} + \text{Ag}$, если концентрация ионов в растворе: $[\text{Ni}^{2+}] = 0,01$ моль/л и $[\text{Ag}^+] = 0,1$ моль/л

Кафедра ПБЭиХ

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ N 28

Дисциплина Химия

1. . Строение атома. Уровни и подуровни энергии. Число АО на уровнях и подуровнях (в оболочках и подоболочках). Главное, орбитальное и магнитное квантовые числа как

характеристики состояния электронов в атоме. Спин электронов. Принцип Паули. Правило Гунда. Взаимосвязь квантовых чисел.

2. Определить температуру, выше которой возможна реакция: $2\text{H}_2\text{S} + 3\text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{SO}_2$. Все вещества газообразны. Идет ли реакция самопроизвольно при стандартных условиях? Энтропийный или энтальпийный фактор определяет протекание реакции?

3. Запишите гетерогенное равновесие осадок - насыщенный раствор трудно растворимого электролита. Рассчитать ПР насыщенного раствора $\text{Al}(\text{OH})_3$ если концентрация ионов OH^- в нем равна 10^{-3} м/л.

4. Напишите уравнения электродных процессов, полярность электродов и токообразующей реакции, рассчитайте ЭДС элемента: $\text{Fe} | \text{Fe}^{2+}(1\text{ моль/л}) || \text{Ag}^+(0,01\text{ моль/л}) | \text{Ag}$

Кафедра ПБЭиХ Э К З А М Е Н А Ц И О Н Н Ы Й Б И Л Е Т N 29
Дисциплина Химия

1. Механизм и стадийность реакций. Влияние температуры на скорость химической реакции. Правило Вант-Гоффа. Уравнение Аррениуса. Энергия активации и предэкспоненциальный множитель - их физический смысл.

2. Определите направление протекания реакции $3\text{Fe}_{(\text{тв})} + 4\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} \rightleftharpoons \text{Fe}_3\text{O}_{4(\text{тв})} + 4\text{H}_{2(\text{г})}$ при стандартных условиях. Определить равновесную температуру реакции и какой из факторов энтальпийный или энтропийный является доминирующим в этой реакции при стандартных условиях?

3. Вычислить молярность раствора и pH 4 % раствора HCN . $K_{\text{кислоты}} = 8 \cdot 10^{-10}$

4. Запишите электролиз водного раствора $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ на угольных электродах. Записать катодные и анодные реакции.

Кафедра ПБЭиХ Э К З А М Е Н А Ц И О Н Н Ы Й Б И Л Е Т N 30
Дисциплина Химия

1. Основные типы химической связи. Ионная связь. Ковалентная связь. Металлическая связь. Водородная (межмолекулярная и внутримолекулярная) связь.

2. Определить гибридизацию центрального атома. Нарисовать расположение орбиталей в молекулах MgCl_2 , H_2S , PHCl_2 в пространстве. Определите полярность молекул.

3. Для реакции $2\text{N}_2\text{O} = 2\text{N}_2 + \text{O}_2$ определить: тепловой эффект реакции; выражения для констант K_c и K_p и соотношение между ними. Будет ли реакция самопроизвольно протекать при 100°C .

4. Подберите коэффициенты в уравнении методом ионно-электронных уравнений. $\text{Al} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

Укажите окислитель и восстановитель.

Перечень вопросов и заданий для подготовки к экзамену
(ОПК-1: ИОПК-1.2, ИОПК- 1.2):

1. Классификация неорганических соединений. Основные понятия и законы химии (сохранение массы, постоянства состава, газовые законы (Авогадро, Менделеева-Клапейрона,...)). Химическая формула. Абсолютные и относительные массы атомов. Атомная единица массы. Число Авогадро. Относительная молекулярная масса. Моль. Молярная масса. Эквиваленты различных классов веществ.

2. Строение атома. Энергетическая структура атомов. Уровни и подуровни энергии. Число АО на уровнях и подуровнях (в оболочках и подоболочках). Главное, орбитальное и магнитное квантовые числа как характеристики состояния электронов в атоме. Спин электронов. Принцип Паули. Правило Гунда. Взаимосвязь квантовых чисел. Основные и возбужденные состояния атомов. Природа химической связи, условие и способы ее возникновения. Длина, угол и энергия связи. Основные типы химической связи. Ионная связь. Ковалентная связь. Обменный и донорно-акцепторный механизмы ее возникновения. Распаривание электронов. Способы образования химической связи и перекрывания

электронных облаков (атомных орбиталей). σ и π -связи. Одинарные и кратные связи. Перекрывание и прочность (длина) связи. Метод валентных связей. Донорно-акцепторная связь. Металлическая связь. Водородная (межмолекулярная и внутримолекулярная) связь. Способы ее возникновения. Теория гибридизации.

3. Термодинамическая система. Виды систем. Состояние системы. Внутренняя энергия и энтальпия системы. Первый закон термодинамики. Энтальпия. Стандартные условия. Стандартные состояния. Стандартные энтальпии образования простых и сложных веществ. Закон Гесса и его следствия. Термохимические уравнения. Расчет тепловых эффектов химических реакций. Энтропия. Второй закон термодинамики. Условие самопроизвольного протекания процессов и термодинамическое равновесие. Энергия Гиббса. Фазовые равновесия. Энергетическая диаграмма реакции. Возрастание (убыль) энтропии в зависимости от строения веществ, при фазовых переходах и в химических реакциях. Связь энергии активации с тепловым эффектом. Обратимые и необратимые процессы. Условия изменения направления обратимых химических реакций. Энтальпийный и энтропийный факторы. Температура инверсии реакции. Связь стандартной энергии Гиббса реакции с ее константой равновесия.

4. Кинетика химических реакций. Средняя и мгновенная скорость реакции. Скорость гетерогенных реакций. Закон действия масс. Зависимость скорости от концентрации реагентов. Порядки реакции. Константа скорости. Энергия активации процесса. Активированный комплекс.

Влияние температуры на скорость химической реакции. Правило Вант-Гоффа. Уравнение Аррениуса. Энергия активации и предэкспоненциальный множитель - их физический смысл. Гомогенный и гетерогенный катализ. Гомогенный катализ. Влияние катализатора на барьер прямой и обратной химической реакции. Катализ и химическое равновесие. Достоинства и недостатки этого вида катализа. Гетерогенный катализ и его особенности. Промежуточные соединения в гетерогенном катализе. Достоинства и недостатки гетерогенного катализа. Влияние катализатора на $E_{\text{акт}}$ и скорости прямой и обратной реакций. Принцип подвижного (динамического) равновесия Ле-Шателье. Обратимые реакции. Закон действия масс и константы равновесия K_c и K_p . Механизм и стадийность реакций.

5. Классификация растворов. Теория электролитической диссоциации Аррениуса. Степень и константа диссоциации. Виды концентраций. Реакции ионного обмена. Диссоциация электролитов. Ионное произведение воды. Шкала кислотности. Нейтральные, кислые и щелочные растворы и их pH. Ступенчатая диссоциация электролитов в растворах. Константы диссоциации кислот и оснований. Основные, кислые и средние соли.

Гидролиз солей. Ступенчатый гидролиз. Произведение Растворимости (ПР). Условия осаждения и растворения электролитов. Насыщенные, пересыщенные и ненасыщенные растворы солей.

6. Окислительно-восстановительные реакции. Расстановка коэффициентов методом полуреакций (ионно-электронных уравнений).

7. Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы. Виды электродов и их окислительно-восстановительные потенциалы. Формула Нернста.

Связь ЭДС с изменением энергии Гиббса и константой равновесия окислительно-восстановительных реакций. Гальванические элементы. Электролиз. Законы электролиза Фарадея. Число Фарадея. Выход по току. Перенапряжение. Электролиз с инертными и растворимыми анодами. Обоснование выбора электродных полуреакций на основе их электродных потенциалов.

8. Коррозия. Типы коррозии. Способы защиты металлов от коррозии.

9. Классификация органических соединений. Номенклатура.

Регламент проведения промежуточной аттестации в форме компьютерного тестирования

Кол-во заданий в банке вопросов	Кол-во заданий, предъявляемых студенту	Время на тестирование, мин.
<i>не менее 100</i>	<i>не менее 20</i>	<i>90</i>

Полный фон оценочных средств для проведения промежуточной аттестации в форме компьютерного тестирования размещен в банке вопросов данного курса дисциплины в СДО Moodle / eLearning Server 4G ЭИОС НГТУ.

В ходе подготовки к промежуточной аттестации обучающимся предоставляется возможность пройти тест самопроверки. Тест для самопроверки по дисциплине размещен в СДО Moodle / eLearning Server 4G ЭИОС НГТУ в свободном для студентов доступе.

УТВЕРЖДАЮ:

Директор института ФХТиМ

“___” _____ 202__ г.

Лист актуализации рабочей программы дисциплины

«Б1.Б.5 Химия»

индекс по учебному плану, наименование

для подготовки бакалавров/ специалистов/ магистров

Направление: {шифр – название} 12.03.04 «Биотехнологические системы и технологии»

Направленность: «Инженерное дело в медико-биологической практике»

Форма обучения очная

Год начала подготовки: 2021

Курс 1

Семестр 1

а) В рабочую программу не вносятся изменения. Программа актуализирована для 20__ г. начала подготовки.

б) В рабочую программу вносятся следующие изменения (указать на какой год начала подготовки):

- 1)
- 2)
- 3)

Разработчик (и): _____
(ФИО, ученая степень, ученое звание) «__» _____ 2021__ г.

Рабочая программа пересмотрена и одобрена на заседании кафедры _____
_____ протокол № _____ от «__» _____ 2021__ г.

Заведующий кафедрой _____

Лист актуализации принят на хранение:

Заведующий выпускающей кафедрой (*наименование*) _____ «__» _____ 2021__ г.

Методический отдел УМУ: _____ «__» _____ 2021__ г.