

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ АВТОНОМНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«Национальный исследовательский ядерный университет «МИФИ»
Обнинский институт атомной энергетики –
филиал федерального государственного автономного образовательного учреждения высшего образования
«Национальный исследовательский ядерный университет «МИФИ»
(ИАТЭ НИЯУ МИФИ)

ОТДЕЛЕНИЕ БИОТЕХНОЛОГИЙ

Одобрено на заседании
УМС ИАТЭ НИЯУМИФИ
Протокол от 28.08.2025
№ 1-08/2025

ФОНД ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ
по дисциплине

Физическая химия

название дисциплины

для студентов направления подготовки

04.03.01 Химия

код и название

образовательная программа

Аналитическая химия

Форма обучения: очная

г. Обнинск 2025 г.

Область применения

Фонд оценочных средств (ФОС) – является обязательным приложением к рабочей программе дисциплины «Физическая химия» и обеспечивает проверку освоения планируемых результатов обучения (компетенций и их индикаторов) посредством мероприятий текущей и промежуточной аттестации по дисциплине.

Цели и задачи фонда оценочных средств

Целью Фонда оценочных средств является установление соответствия уровня подготовки обучающихся требованиям федерального государственного образовательного стандарта.

Для достижения поставленной цели Фондом оценочных средств по дисциплине «Физическая химия» решаются следующие задачи:

- контроль и управление процессом приобретения обучающимися знаний, умений и навыков, предусмотренных в рамках данной дисциплины;
- контроль и оценка степени освоения компетенций, предусмотренных в рамках данной дисциплины;
- обеспечение соответствия результатов обучения задачам будущей профессиональной деятельности через совершенствование традиционных и внедрение инновационных методов обучения в образовательный процесс в рамках данной дисциплины.

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

В результате освоения ОП бакалавриата обучающийся должен овладеть следующими результатами обучения по дисциплине:

Код компетенций	Наименование компетенции	Код и наименование индикатора достижения компетенции
ОПК-1	Способен анализировать и интерпретировать результаты химических экспериментов, наблюдений и измерений	З-ОПК – 1 - Знать: теоретические основы фундаментальных разделов физической химии; У- ОПК- 1 - Уметь: применять теоретические знания для решения широкого спектра физико-химических задач; В- ОПК – 1 - Владеть: навыками решения конкретных теоретических и экспериментальных задач физической химии и разделов химии, использующих методы физической химии.
ОПК-2	Способен проводить с соблюдением норм техники безопасности химический эксперимент, включая синтез, анализ, изучение структуры и свойств веществ и материалов, исследование процессов с их участием	З-ОПК-2 - Знать: основы строения веществ; теоретические основы химических процессов; У-ОПК-2- Уметь: работать с химическими веществами с соблюдением норм техники безопасности; проводить стандартные операции для определения химического и фазового состава веществ и материалов на их основе; исследовать свойства веществ и материалов с использованием серийного научного оборудования; правильно выбрать необходимый метод, способный дать наиболее точные результаты при определении конкретного компонента; В-ОПК-2-Владеть: основами техники постановки физико-химического эксперимента; навыками работы с приборами инструментальной базы, имеющейся в распоряжении; навыками безопасной работы в химической лаборатории.

ОПК-3	Способен применять расчетно-теоретические методы для изучения свойств веществ и процессов с их участием с использованием современной вычислительной техники	З-ОПК-3-Знать: основные естественнонаучные законы и закономерности развития физической химии; У-ОПК-3-Уметь: использовать систему фундаментальных химических понятий, методологических аспектов знаний закономерностей развития химической науки в профессиональной деятельности. Пользоваться представлениями основных разделов физической химии для объяснения специфики поведения широкого класса физико-химических процессов и физико-химических систем; В-ОПК-3-Владеть: формами и методами научного познания в профессиональной деятельности
ОПК-4	Способен планировать работы химической направленности, обрабатывать и интерпретировать полученные результаты с использованием теоретических знаний и практических навыков решения математических и физических задач	З-ОПК-4-Знать: требования к оформлению отчетов по лабораторным работам, оформлению научных сообщений, статей для печати и т.п.; У-ОПК-4-Уметь: представлять полученные в исследовании результаты в виде отчетов, рефератов, устных выступлений (в виде защиты лабораторных работ, участия в семинарских занятиях, презентациях); В-ОПК-4-Владеть: опытом участия в профессиональных дискуссиях.
ОПК-6	Способен представлять результаты своей работы в устной и письменной форме в соответствии с нормами и правилами, принятыми в профессиональном сообществе	З-ОПК-6-Знать: правила оформления отчетов по лабораторным работам; правила предоставления полученных результатов в письменном виде для подготовки научных отчетов; У-ОПК-6-Уметь: составлять отчеты по результатам своей практической деятельности по стандартной форме на русском языке; В-ОПК-6-Владеть: навыками представления результатов своей работы в устной и письменной форме в соответствии с нормами и правилами, принятыми в профессиональном сообществе.

ПК-2	Готовность использовать современную инструментальную базу для проведения качественного и количественного химического анализа исследуемых объектов	З-ПК-2-Знать: основные принципы, законы, методологию изучаемых химических дисциплин, теоретические основы физических и физико-химических методов исследования; У-ПК-2-Уметь: выбирать и использовать современную инструментальную базу и методы испытаний для решения исследовательских задач химической направленности; В-ПК-2- Владеть: навыком выбора технических средств и методов анализа (из набора имеющихся) для решения поставленных задач на лабораторных занятиях.
УК-1	Способен осуществлять поиск, критический анализ и синтез информации, применять системный подход для решения поставленных задач	З-УК-1 - Знать: методики сбора и обработки информации; актуальные российские и зарубежные источники информации в сфере профессиональной деятельности; метод системного анализа; У-УК-1 - Уметь: применять методики поиска, сбора и обработки информации; осуществлять критический анализ и синтез информации, полученной из разных источников; В-УК-1 Владеть: методами поиска, сбора и обработки, критического анализа и синтеза информации; методикой системного подхода для решения поставленных задач.

1.2. Этапы формирования компетенций в процессе освоения ОП бакалавриата

Компоненты компетенций, как правило, формируются при изучении нескольких дисциплин, а также в немалой степени в процессе прохождения практик, НИР и во время самостоятельной работы обучающегося. Выполнение и защита ВКР являются видом учебной деятельности, который завершает процесс формирования компетенций.

Этапы формирования компетенции в процессе освоения дисциплины:

- **начальный** этап – на этом этапе формируются знаниевые и инструментальные основы компетенции, осваиваются основные категории, формируются базовые умения. Студент воспроизводит термины, факты, методы, понятия, принципы и правила; решает учебные задачи по образцу;
- **основной** этап – знания, умения, навыки, обеспечивающие формирование компетенции, значительно возрастают, но еще не достигают итоговых значений. На этом этапе студент

осваивает аналитические действия с предметными знаниями по дисциплине, способен самостоятельно решать учебные задачи, внося коррективы в алгоритм действий, осуществляя коррекцию в ходе работы, переносит знания и умения на новые условия;

- **завершающий** этап – на этом этапе студент достигает итоговых показателей по заявленной компетенции, то есть осваивает весь необходимый объем знаний, овладевает всеми умениями и навыками в сфере заявленной компетенции. Он способен использовать эти знания, умения, навыки при решении задач повышенной сложности и в нестандартных условиях.

Этапы формирования компетенций в ходе освоения дисциплины отражаются в тематическом плане (см. РПД).

1.3. Связь между формируемыми компетенциями и формами контроля их освоения

№ п/п	Контролируемые разделы (темы) дисциплины	Индикатор достижения компетенции	Наименование оценочного средства текущей и промежуточной аттестации
Текущая аттестация, VII семестр			
1	Раздел 1. Химическая термодинамика	3-ОПК-1, У-ОПК-1, В – ОПК-1- Способен анализировать и интерпретировать результаты химических экспериментов, наблюдений и измерений; 3-ОПК-2, У-ОПК-2, В – ОПК-2 - Способен проводить с соблюдением норм техники безопасности химический эксперимент, включая синтез, анализ, изучение структуры и свойств веществ и материалов, исследование процессов с их участием; 3-ОПК-3, У-ОПК-3, В – ОПК-3- Способен применять расчетно-теоретические методы для изучения свойств веществ и процессов с их участием с использованием современной вычислительной техники; 3-ОПК-4, У-ОПК-4, В – ОПК-4 - Способен планировать работы химической направленности, обрабатывать и интерпретировать полученные результаты с использованием теоретических знаний и практических	Оценочное средство № 3 - защита лабораторной работы Оценочное средство № 4 – коллоквиум Оценочное средство № 5 – домашнее задание

		навыков решения математических и физических задач	
2	Раздел 2. Фазовое и химическое равновесия	3-ОПК-1, У-ОПК-1, В – ОПК-1- Способен анализировать и интерпретировать результаты химических экспериментов, наблюдений и измерений; 3-ОПК-3, У-ОПК-3, В – ОПК-3- Способен применять расчетно-теоретические методы для изучения свойств веществ и процессов с их участием с использованием современной вычислительной техники; 3-ОПК-4, У-ОПК-4, В – ОПК-4 - Способен планировать работы химической направленности, обрабатывать и интерпретировать полученные результаты с использованием теоретических знаний и практических навыков решения математических и физических задач;	Оценочное средство № 3 - защита лабораторной работы Оценочное средство № 4 – коллоквиум Оценочное средство № 5 – домашнее задание
	Раздел 3. Термодинамика растворов (растворы неэлектролитов)	3-ОПК-1, У-ОПК-1, В – ОПК-1- Способен анализировать и интерпретировать результаты химических экспериментов, наблюдений и измерений; 3-ОПК-3, У-ОПК-3, В – ОПК-3- Способен применять расчетно-теоретические методы для изучения свойств веществ и процессов с их участием с использованием современной вычислительной техники; 3-ОПК-4, У-ОПК-4, В – ОПК-4 - Способен планировать работы химической направленности, обрабатывать и интерпретировать полученные результаты с использованием теоретических знаний и практических навыков решения математических и физических задач;	Оценочное средство № 3 - защита лабораторной работы Оценочное средство № 4 – коллоквиум Оценочное средство № 5 – домашнее задание

		3-УК-1, У- УК-1, В-УК-1- Способен осуществлять поиск, критический анализ и синтез информации, применять системный подход для решения поставленных задач;	
Промежуточная аттестация, V семестр			
	Экзамен	3-ОПК-1, У-ОПК-1, В – ОПК-1, 3-ОПК-2, У-ОПК-2, В – ОПК-2, 3-ОПК-3, У-ОПК-3, В – ОПК-3, 3-ОПК-4, У-ОПК-4, В – ОПК-4, 3-ОПК-6, У-ОПК-6, В – ОПК-6, 3-ПК-2, У-ПК-2, В – ПК-2, 3-УК-1, У-УК-1, В – УК-1.	Оценочное средство № 1
Текущая аттестация, VIII семестр			
1	Раздел 4. Химическая кинетика и катализ	3-ОПК-1, У-ОПК-1, В – ОПК-1- Способен анализировать и интерпретировать результаты химических экспериментов, наблюдений и измерений; 3-ОПК-3, У-ОПК-3, В – ОПК-3- Способен применять расчетно-теоретические методы для изучения свойств веществ и процессов с их участием с использованием современной вычислительной техники; 3-ОПК-4, У-ОПК-4, В – ОПК-4 - Способен планировать работы химической направленности, обрабатывать и интерпретировать полученные результаты с использованием теоретических знаний и практических навыков решения математических и физических задач;	Оценочное средство № 3 - защита лабораторной работы Оценочное средство № 4 – коллоквиум Оценочное средство № 5 – домашнее задание Оценочное средство №6 – контрольная работа
2	Раздел 5. Электрохимия	3-ОПК-1, У-ОПК-1, В – ОПК-1- Способен анализировать и интерпретировать результаты химических экспериментов, наблюдений и измерений; 3-ОПК-3, У-ОПК-3, В – ОПК-3- Способен применять расчетно-теоретические методы для изучения свойств веществ и процессов с их участием с использованием	Оценочное средство № 3 - защита лабораторной работы Оценочное средство № 6 – контрольная работа

		современной вычислительной техники; З-ОПК-4, У-ОПК-4, В – ОПК-4 - Способен планировать работы химической направленности, обрабатывать и интерпретировать полученные результаты с использованием теоретических знаний и практических навыков решения математических и физических задач З-ОПК-6, У-ОПК-6, В – ОПК-6 - Способен представлять результаты своей работы в устной и письменной форме в соответствии с нормами и правилами, принятыми в профессиональном сообществе; З-ПК-2, У-ПК-2, В – ПК-2 - Готовность использовать современную инструментальную базу для проведения качественного и количественного химического анализа исследуемых объектов.	
Промежуточная аттестация, VI семестр			
	экзамен	З-ОПК-1, У-ОПК-1, В – ОПК-1, З-ОПК-2, У-ОПК-2, В – ОПК-2, З-ОПК-3, У-ОПК-3, В – ОПК-3, З-ОПК-4, У-ОПК-4, В – ОПК-4, З-ОПК-6, У-ОПК-6, В – ОПК-6, З-ПК-2, У-ПК-2, В – ПК-2, З-УК-1, У-УК-1, В – УК-1.	Оценочное средство №2

2. Описание показателей и критериев оценивания компетенций на различных этапах их формирования, описание шкал оценивания

Конечными результатами освоения программы дисциплины являются сформированные когнитивные дескрипторы «знать», «уметь», «владеть», расписанные по отдельным компетенциям, которые приведены в п.1.1. Формирование этих дескрипторов происходит в процессе изучения дисциплины по этапам в рамках различного вида учебных занятий и самостоятельной работы.

Выделяются три уровня сформированности компетенций на каждом этапе: пороговый, продвинутый и высокий.

Уровни	Содержательное описание уровня	Основные признаки выделения уровня	БРС, % освоения	ECTS/Пятибалльная шкала для оценки экзамена/зачета
Высокий <i>Все виды компетенций сформированы на высоком уровне в соответствии с целями и задачами дисциплины</i>	Творческая деятельность	<i>Включает нижестоящий уровень.</i> Студент демонстрирует свободное обладание компетенциями, способен применить их в нестандартных ситуациях: показывает умение самостоятельно принимать решение, решать проблему/задачу теоретического или прикладного характера на основе изученных методов, приемов, технологий	90-100	A/ Отлично/ Зачтено
Продвинутый <i>Все виды компетенций сформированы на продвинутом уровне в соответствии с целями и задачами дисциплины</i>	Применение знаний и умений в более широких контекстах учебной и профессиональной деятельности, нежели по образцу, большей долей самостоятельности и инициативы	<i>Включает нижестоящий уровень.</i> Студент может доказать владение компетенциями: демонстрирует способность собирать, систематизировать, анализировать и грамотно использовать информацию из самостоятельно найденных теоретических источников и иллюстрировать ими теоретические положения или обосновывать практику применения.	85-89	B/ Очень хорошо/ Зачтено
			75-84	C/ Хорошо/ Зачтено
Пороговый <i>Все виды компетенций сформированы на пороговом уровне</i>	Репродуктивная деятельность	Студент демонстрирует владение компетенциями в стандартных ситуациях: излагает в пределах задач курса теоретически и практически контролируемый материал.	65-74	D/Удовлетворительно/ Зачтено
			60-64	E/Посредственно/ Зачтено
Ниже порогового	Отсутствие признаков порогового уровня: компетенции не сформированы. Студент не в состоянии продемонстрировать обладание компетенциями в стандартных ситуациях.		0-59	Неудовлетворительно/ Зачтено

Оценивание результатов обучения студентов по дисциплине осуществляется по регламенту текущего контроля и промежуточной аттестации.

Критерии оценивания компетенций на каждом этапе изучения дисциплины для каждого вида оценочного средства и приводятся в п. 4 ФОС. Итоговый уровень сформированности компетенции при изучении дисциплины определяется по таблице. При этом следует понимать, что граница между уровнями для конкретных результатов освоения образовательной программы может смещаться.

<i>Уровень сформированности компетенции</i>	<i>Текущий контроль</i>	<i>Промежуточная аттестация</i>
<i>высокий</i>	<i>высокий</i>	<i>высокий</i>
	<i>продвинуемый</i>	<i>высокий</i>
	<i>высокий</i>	<i>продвинуемый</i>
<i>продвинуемый</i>	<i>пороговый</i>	<i>высокий</i>
	<i>высокий</i>	<i>пороговый</i>
	<i>продвинуемый</i>	<i>продвинуемый</i>
	<i>продвинуемый</i>	<i>пороговый</i>
	<i>пороговый</i>	<i>продвинуемый</i>
<i>пороговый</i>	<i>пороговый</i>	<i>пороговый</i>
<i>ниже порогового</i>	<i>пороговый</i>	<i>ниже порогового</i>
	<i>ниже порогового</i>	<i>-</i>

3. Методические материалы, определяющие процедуры оценивания знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности, характеризующих этапы формирования компетенций

- Итоговая аттестация по дисциплине является интегральным показателем качества теоретических и практических знаний и навыков обучающихся по дисциплине и складывается из оценок, полученных в ходе текущей и промежуточной аттестации.
- Текущая аттестация в семестре проводится с целью обеспечения своевременной обратной связи, для коррекции обучения, активизации самостоятельной работы обучающихся.
- Промежуточная аттестация предназначена для объективного подтверждения и оценивания достигнутых результатов обучения после завершения изучения дисциплины.
- Текущая аттестация осуществляется два раза в семестр:
- контрольная точка № 1 (КТ № 1) – выставляется в электронную ведомость не позднее 8 недели учебного семестра. Включает в себя оценку мероприятий текущего контроля аудиторной и самостоятельной работы обучающегося по разделам/темам учебной дисциплины с 1 по 8 неделю учебного семестра.
- контрольная точка № 2 (КТ № 2) – выставляется в электронную ведомость не позднее 16 недели учебного семестра. Включает в себя оценку мероприятий текущего контроля аудиторной и самостоятельной работы обучающегося по разделам/темам учебной дисциплины с 9 по 16 неделю учебного семестра.
- Исключение: текущая аттестация в 8 семестре обучения по образовательным программам бакалавриата, в котором единственная контрольная точка № 1 (КТ № 1) – выставляется в электронную ведомость не позднее 6 недели учебного семестра.

Включает в себя оценку мероприятий текущего контроля аудиторной и самостоятельной работы обучающегося по разделам/темам учебной дисциплины с 1 по 6 неделю учебного семестра.

- Результаты текущей и промежуточной аттестации подводятся по шкале балльно-рейтинговой системы.

Этап рейтинговой системы / Оценочное средство	Неделя	Балл	
		Минимум*	Максимум**
Семестр V			
Текущая аттестация	1-16	36	60
Контрольная точка № 1	7-8	18	30
Оценочное средство № 3	1-7	6	10
Оценочное средство № 4	7	6	10
Оценочное средство № 5	4	3	10
Контрольная точка № 2	15-16	18	30
Оценочное средство № 3	9-16	6	10
Оценочное средство № 4	12	6	10
Оценочное средство № 5	9	3	10
Промежуточная аттестация	-	24	40
Экзамен	-		
Оценочное средство № 1	-	24	40
ИТОГО по дисциплине		60	100
Семестр VIII			
Текущая аттестация	1-16	36	60
Контрольная точка № 1	1-8	18	30
Оценочное средство № 3	1-8	9	10
Оценочное средство № 4	7	3	10
Оценочное средство № 5	4	6	10
Контрольная точка № 2	15-16	18	30
Оценочное средство № 3	9-16	6	10
Оценочное средство № 6	9, 15	12	20
Промежуточная аттестация	-	24	40
Экзамен	-		
Оценочное средство № 2	-	24	40
ИТОГО по дисциплине		60	100

* - Минимальное количество баллов за оценочное средство – это количество баллов, набранное обучающимся, при котором оценочное средство засчитывается, в противном случае обучающийся должен ликвидировать появившуюся академическую задолженность по текущей или промежуточной аттестации. Минимальное количество баллов за текущую аттестацию, в т.ч. отдельное оценочное средство в ее составе, и промежуточную аттестацию составляет 60% от соответствующих максимальных баллов.

4. Типовые контрольные задания или иные материалы, необходимые для оценки знаний, умений, навыков

4.1 Типовые вопросы к экзамену:
Оценочное средство №1 (семестр 5)

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ АВТОНОМНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«Национальный исследовательский ядерный университет «МИФИ»
Обнинский институт атомной энергетики –
филиал федерального государственного автономного образовательного учреждения высшего образования
«Национальный исследовательский ядерный университет «МИФИ»
(ИАТЭ НИЯУ МИФИ)

ОТДЕЛЕНИЕ БИОТЕХНОЛОГИЙ

Направление **04.03.01 «Химия»**

Образовательная программа **«Аналитическая химия»**

Дисциплина **Физическая химия**

ВОПРОСЫ К ЭКЗАМЕНУ

а) типовые вопросы к экзамену за 5 семестр (разделы 1 – 3).

1. Термодинамическая система. Параметры и функции состояния термодинамической системы. Формы обмена энергией термодинамической системы с окружающей средой. Выражение количества работы через параметры состояния термодинамической системы.
2. Первый закон термодинамики. Обмен энергией в форме работы и теплоты. Понятия: внутренняя энергия, энтальпия. Обмен энергией в форме теплоты. Изобарная и изохорная теплоёмкости. Вывод уравнения состояния идеального газа (с применением первого закона термодинамики) при адиабатическом расширении.
3. Термодинамический процесс. Обратимые и необратимые процессы. Равновесные и неравновесные процессы. Самопроизвольный процесс. Классификация термодинамических процессов в зависимости от условий их проведения.
4. Термохимия. Закон Гесса и следствия из закона Гесса. Теплоты образования и теплоты сгорания. Расчёт тепловых эффектов физико-химических процессов.
5. Зависимость тепловых эффектов химических реакций от температуры. Закон Кирхгофа. Экспериментальное определение тепловых эффектов химических процессов.
6. Самопроизвольные и несамопроизвольные процессы. Второе начало термодинамики. Теорема Карно-Клаузиуса. Принцип существования энтропии. Принцип возрастания энтропии.
7. Энтропия и термодинамическая вероятность. Уравнение Больцмана. Расчёт изменения энтропии в изотермическом, изобарном и изотермическом процессах.
8. Постулат Планка. Абсолютная энтропия. Зависимость энтропии от температуры. Расчёт энтропии при различных температурах.
9. Потерянная работа и некомпенсированная теплота.
10. Характеристические функции и термодинамические потенциалы. Фундаментальное уравнение термодинамики. Соотношения Максвелла. Использование уравнений Максвелла для вывода различных термодинамических соотношений
11. Энергия Гиббса и Гельмгольца. Критерии равновесия и самопроизвольного протекания процессов. Энтальпийный и энтропийный фактор. Химическое сродство.

- 12.Полезная работа. Уравнения Гиббса-Гельмгольца.
- 13.Химический потенциал. Связь химического потенциала с другими термодинамическими потенциалами. Вывод уравнения для расчёта химического потенциала идеального газа. Равновесие в поле внешних сил. Полные химические потенциалы. Термодинамический вывод гипсометрического закона.
- 14.Основные понятия термодинамики идеальных и реальных газов. Уравнение для расчёта химического потенциала реального газа. Метод Льюиса. Фугитивность. Коэффициент активности. Расчёт коэффициента активности через параметры состояния реальных газов.
- 15.Фаза. Условия фазового равновесия. Правило фаз Гиббса. Понятия: независимый компонент, вариантность системы.
- 16.Равновесные соотношения при фазовых переходах (уравнение Клаузиуса-Клапейрона). Вывод уравнений линий фазового равновесия твёрдое $\rightleftharpoons$ жидкое; жидкое $\rightleftharpoons$ газ; твёрдое $\rightleftharpoons$ газ для фазовой диаграммы воды.
- 17.. Фазовые диаграммы однокомпонентных систем. Фазовые диаграммы воды, серы, фосфора. Полиморфные превращения.
- 18.Фазовые диаграммы двухкомпонентных систем. Фазовые переходы первого рода. Фазовые диаграммы конгруэнтно и инконгруэнтно плавящихся систем. Уравнение Шредера.
- 19.Фазовые переходы второго рода. Коэффициенты изотермической сжимаемости и термического расширения. Уравнения Эренфеста.
- 20.Химическое равновесие. Закон действующих масс. Константа равновесия. Химическое равновесие в гетерогенных системах.
- 21.Уравнение изотермы химической реакции (уравнение Вант-Гоффа).
- 22.Влияние температуры на химическое равновесие. Уравнения изохоры и изобары химической реакции (вывод).
- 23.Влияние на химическое равновесие. Принцип Ле-Шателье.
- 24.Тепловая теорема Нернста (её следствия). Третье начало термодинамики.
25. Химическое сродство. Стандартный изобарный потенциал образования.
- 26.Парциальные мольные величины. Способы определения парциальных мольных величин из опытных данных для бинарных систем.
- 27.Растворы. Способы выражения состава растворов. Термодинамика процесса растворения.
- 28.Идеальные растворы. Закон Рауля и его термодинамический вывод. Отклонения от закона Рауля. Неидеальные растворы и их свойства. Метод активностей. Коэффициенты активности и их определение по парциальным давлениям компонентов. Первое стандартное состояние.
- 29.Идеальные бесконечно разбавленные растворы. Уравнение Гиббса-Дюгема и Гиббса-Дюгема-Маргулиса. Закон Генри. Растворимость газов в жидкостях. Второе стандартное состояние.
- 30.Растворы нелетучих растворённых веществ. Коллигативные свойства. Изменение температур кипения и замерзания растворов нелетучих веществ. Эбуллиоскопическая и криоскопическая постоянные.
- 31.Осмотическое давление. Закон Вант-Гоффа.
- 32.Свойства смесей жидкостей. Равновесие жидкость-пар в двухкомпонентных системах. Равновесные составы пара и жидкости. Различные виды диаграмм состояния. Законы Гиббса-Коновалова. Разделение веществ путем перегонки. Азеотропные смеси и их свойства.

Типовые билеты к экзамену

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ АВТОНОМНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«Национальный исследовательский ядерный университет «МИФИ»

Обнинский институт атомной энергетики –

филиал федерального государственного автономного образовательного учреждения высшего образования
«Национальный исследовательский ядерный университет «МИФИ»

(ИАТЭ НИЯУ МИФИ)

ОТДЕЛЕНИЕ БИОТЕХНОЛОГИЙ

Направление **04.03.01 «Химия»**

Образовательная программа **«Аналитическая химия»**

Дисциплина **Физическая химия**

Экзаменационный билет № 1

1. Химическое равновесие. Применение уравнений химической термодинамики (изотермы, изобары химической реакции) для анализа влияния внешних факторов (концентрации веществ, давления в системе, температуры, присутствия катализатора) на положение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье.

2. Фазовые диаграммы однокомпонентных систем. Фазовые диаграммы воды, серы, фосфора. Полиморфные превращения.

3. Экспериментально получены следующие значения давления пара каждого компонента в смеси хлороформа (А) и ацетона (В) при 35⁰С:

x_A	0	0,20	0,40	0,60	0,80	1
p_A , мм рт.ст.	0	35	82	142	200	273
p_B , мм рт.ст.	347	250	175	92	37	0

Рассчитайте активность и коэффициент активности хлороформа в ацетоне при данной температуре, рассматривая его сначала как растворитель, а затем как растворенное вещество.

Экзаменационный билет № 2

1. Фаза. Условия фазового равновесия. Основные законы фазового равновесия. Применение правила фаз Гиббса и уравнения Клапейрона-Клаузиуса для анализа фазовой диаграммы.

2. Тепловая теорема Нернста (её следствия). Третье начало термодинамики.

3. Давление пара чистых C_6H_5Cl (компонент 1) C_6H_5Br (компонент 2) при 140⁰С равны 1,237 бар и 0,658 бар. Полагая, что они образуют идеальный раствор, рассчитайте состав раствора $C_6H_5Cl - C_6H_5Br$, который при давлении 1 бар кипит при температуре 140⁰С, также состав образующегося пара. Каково будет давление пара над раствором, полученным конденсацией образующегося пара.

Экзаменационный билет № 3

1. Диаграммы состояния двухкомпонентных систем. Системы с эвтектикой. Системы с конгруэнтно и инконгруэнтно плавящимися химическими соединениями. Системы с твердыми растворами, компоненты которых взаимно неограниченно и ограниченно растворимы.

2. Идеальные растворы. Закон Рауля и его термодинамический вывод. Отклонения от закона Рауля. Неидеальные растворы и их свойства. Метод активностей. Коэффициенты активности и их определение по парциальным давлениям компонентов. Первое стандартное состояние.

3. Рассчитать изменение энтропии в процессе смешения 5 кг воды, находящейся при температуре 80⁰С, и 10 кг воды, находящейся при температуре 20⁰С. Удельную теплоемкость воды считать постоянной и равной 4,184 Дж/(г·К).

Экзаменационный билет № 4

1. Явление полиморфизма. Моно- и энантиотропные фазовые переходы. Фазовые диаграммы серы и фосфора, как примеры веществ с моно- и энантиотропными переходами.
2. Растворы нелетучих растворённых веществ. Коллигативные свойства. Изменение температур кипения и замерзания растворов нелетучих веществ. Эбуллиоскопическая и криоскопическая постоянные.
3. Определить изменение внутренней энергии при испарении 1 кг воды при нормальной температуре кипения, если теплота испарения равна 2258,7 кДж/кг. Считать пар идеальным газом и пренебречь объемом жидкости.

Экзаменационный билет № 5

1. Термохимия. Закон Гесса и следствия из закона Гесса. Теплоты образования и теплоты сгорания. Расчёт тепловых эффектов физико-химических процессов. Зависимость тепловых эффектов химических реакций от температуры. Закон Кирхгофа. Экспериментальное определение тепловых эффектов химических процессов.
2. Свойства смесей жидкостей. Равновесие жидкость-пар в двухкомпонентных системах. Равновесные составы пара и жидкости. Различные виды диаграмм состояния. Законы Гиббса-Коновалова. Разделение веществ путем перегонки. Азеотропные смеси и их свойства.
3. Зависимость константы равновесия для реакции $\text{H}_2 + \text{Br}_2 \rightleftharpoons 2\text{HBr}$ выражается уравнением $\lg K_p = 5153/T - 1,5 \lg T + 0,002 T + 750/T^2 + 5,3$. Определить тепловой эффект химической реакции при $T = 500 \text{ K}$.

Экзаменационный билет № 6

1. Основные понятия термодинамики идеальных и реальных газов. Уравнение для расчёта химического потенциала реального газа. Метод Льюиса. Фугитивность. Коэффициент активности. Расчёт коэффициента активности через параметры состояния реальных газов.
2. Фаза. Условия фазового равновесия. Правило фаз Гиббса. Понятия: независимый компонент, вариантность системы.
3. Парциальные молярные объёмы ацетона (1) и хлороформа (2) в растворе с мольной долей хлороформа $x_1 = 0,4693$ равны $\bar{V}_1 = 74,166$ и $\bar{V}_2 = 80,235 \text{ см}^3/\text{моль}$, соответственно. Рассчитайте объём такого раствора, имеющего массу $m = 1 \text{ кг}$.

Экзаменационный билет № 7

1. Энтропия и термодинамическая вероятность. Уравнение Больцмана. Расчёт изменения энтропии в изотермическом, изобарном и изотермическом процессах.
2. Идеальные бесконечно разбавленные растворы. Уравнение Гиббса-Дюгема и Гиббса-Дюгема-Маргулиса. Закон Генри. Растворимость газов в жидкостях. 2 стандартное состояние.
3. Химическое равновесие гомогенной реакции $\text{A} + \text{B} \rightleftharpoons 2\text{C}$ установилось при следующих концентрациях (моль/л) $[\text{A}] = 0,08$; $[\text{B}] = 0,02$; $[\text{C}] = 0,4$. В равновесную систему без изменения ее объема добавили 0,2 моль/л вещества В. Рассчитать равновесные концентрации, установившиеся после смещения химического равновесия, если температура системы все время поддерживалась постоянной.

Экзаменационный билет № 8

1. Осмотическое давление. Закон Вант-Гоффа.
2. Самопроизвольные и несамопроизвольные процессы. Второе начало термодинамики. Теорема Карно-Клаузиуса. Принцип существования энтропии. Принцип возрастания энтропии.
3. Тепловой эффект растворения безводного сульфата лития равен $-26,71 \text{ кДж/моль}$. Тепловой эффект растворения кристаллогидрата лития $\text{Li}_2\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ равен $-14,31 \text{ кДж/моль}$ при 298 K. Вычислить тепловой эффект образования $\text{Li}_2\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ из безводной соли и воды. Определить

процентное содержание воды в частично выветренном кристаллогидрате сульфата лития, если известно, что тепловой эффект растворения 1 кг этой соли составил -146 кДж.

Экзаменационный билет № 9

1. Равновесные соотношения при фазовых переходах (уравнение Клаузиуса-Клапейрона). Вывод уравнений линий фазового равновесия твёрдое $\rightleftharpoons$ жидкое; жидкое $\rightleftharpoons$ газ; твёрдое $\rightleftharpoons$ газ для фазовой диаграммы воды.
2. Парциальные молярные величины. Способы определения парциальных молярных величин из опытных данных для бинарных систем (метод отрезков и метод касательных).
3. Теплоты нейтрализации гидроксида натрия NaOH и гидроксида аммония NH_4OH соляной кислотой соответственно равны $-55,9$ и $-51,34$ кДж/моль. Определить теплоту диссоциации NH_4OH в воде.

Экзаменационный билет № 10

1. Химическое равновесие. Закон действующих масс. Константа равновесия. Химическое равновесие в гетерогенных системах.
2. Энергия Гиббса и Гельмгольца. Критерии равновесия и самопроизвольного протекания процессов. Энтальпийный и энтропийный фактор. Химическое сродство.
3. Парциальный молярный объем $\bar{V}_2$ (K_2SO_4) в водном растворе при 25°C описывается выражением

$$\bar{V}_2 = 32,28 + 18,216m^{1/2} (\text{см}^3 \cdot \text{моль}^{-1}),$$

где m – моляльность раствора. Используя уравнение Гиббса-Дюгема, получите выражение для парциального молярного объема воды ($\bar{V}_1$) в этом растворе. Молярный объем чистой воды при 25°C $V_1^0 = 18,079 (\text{см}^3 \cdot \text{моль}^{-1})$.

Экзаменационный билет № 11

1. Фазовые диаграммы двухкомпонентных систем. Фазовые переходы первого рода. Фазовые диаграммы конгруэнтно и инконгруэнтно плавящихся систем. Уравнение Шредера.
2. Самопроизвольные и несамопроизвольные процессы. Второе начало термодинамики. Теорема Карно-Клаузиуса. Принцип существования энтропии. Принцип возрастания энтропии.
3. Вычислите молекулярную массу вещества, если температура замерзания раствора, содержащего 100 г бензола и 0,2 г неизвестного вещества на $0,17^\circ$ ниже температуры замерзания бензола. Криоскопическая постоянная бензола равна $5,16$ град/моль.

Экзаменационный билет № 12

1. Термодинамический процесс. Обратимые и необратимые процессы. Равновесные и неравновесные процессы. Самопроизвольный процесс. Классификация термодинамических процессов в зависимости от условий их проведения.
2. Распределение вещества между двумя несмешивающимися жидкостями. Закон Нернста-Шилова. Коэффициент распределения. Экстракция. Сравнение дробной и однократной экстракции
3. Сосуд разделен перегородкой на две одинаковые части. В одной из них содержится 2 моля H_2 при $p(\text{H}_2) = 2$ атм и 25°C и 4 моля N_2 при $p(\text{N}_2) = 3$ атм и 25°C . Вычислите энергию Гиббса процесса смешения $\Delta_{\text{mix}}G$ при удалении перегородки. Газы считайте идеальными. Каким было бы значение $\Delta_{\text{mix}}G$, если бы давления компонентов смеси и давление смеси были равны между собой $p(\text{H}_2) = p(\text{N}_2) = p_{\text{см}}$.

Экзаменационный билет № 13

1. Фазовые переходы второго рода. Коэффициенты изотермической сжимаемости и термического расширения. Уравнения Эренфеста.
2. Энтропия и термодинамическая вероятность. Уравнение Больцмана. Расчёт изменения энтропии в изотермическом, изобарном и изотермическом процессах.

3. Раствор, содержащий 0,8718 моль глюкозы в литре водного раствора изотоничен при 18⁰С с водным раствором хлорида натрия, содержащим 29,232 граммов соли в одном литре раствора. Определить степень диссоциации хлорида натрия в водном растворе.

Экзаменационный билет № 14

1. Характеристические функции и термодинамические потенциалы. Фундаментальное уравнение термодинамики. Соотношения Максвелла. Использование уравнений Максвелла для вывода различных термодинамических соотношений
2. Химический потенциал. Связь химического потенциала с другими термодинамическими потенциалами. Вывод уравнения для расчёта химического потенциала идеального газа. Равновесие в поле внешних сил. Полные химические потенциалы. Термодинамический вывод гипсометрического закона.
3. Белок сывороточный альбумин человека имеет молярную массу 69 кг/моль. Рассчитайте осмотическое давление раствора 2 г белка в 100 см³ воды при 25⁰С в Па и в мм столбика раствора. Примите плотность раствора равной 1,0 г/см³.

Оценочное средство №1(семестр 6)

а) типовые вопросы к экзамену

а) типовые вопросы к экзамену за 6 семестр (разделы 4,5).

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ АВТОНОМНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«Национальный исследовательский ядерный университет «МИФИ»

Обнинский институт атомной энергетики –

филиал федерального государственного автономного образовательного учреждения высшего образования
«Национальный исследовательский ядерный университет «МИФИ»

(ИАТЭ НИЯУ МИФИ)

ОТДЕЛЕНИЕ БИОТЕХНОЛОГИЙ

Направление **04.03.01 «Химия»**

Образовательная
программа **«Аналитическая химия»**

Дисциплина **Физическая химия**

ВОПРОСЫ К ЭКЗАМЕНУ

Раздел 4. Химическая кинетика и катализ.

1. Предмет химической кинетики. Скорость химической реакции. Основной постулат кинетики. Закон действующих масс. Простые (элементарные) и сложные реакции.
2. Кинетические уравнения односторонних элементарных реакций нулевого, первого, второго, n-го порядков. Методы определения порядков реакций. Метод подстановки, графический метод, метод времени полупревращения. Метод выделения Оствальда. Концентрационный и временной варианты.
3. Сложные реакции. Принцип независимости сосуществования, принцип детального равновесия. Кинетика двусторонних (обратимых) реакций, параллельных реакций первого порядка.

4. Сложные реакции. Сопряженные реакции. Понятия актор, индуктор, акцептор, фактор индукции.
5. Сложные реакции. Последовательные (консекутивные) реакции. Принцип лимитирующей стадии. Кинетические закономерности консекутивных реакций первого порядка. Анализ кинетических уравнений.
6. Стационарное и квазистационарное протекание реакций в открытых и закрытых системах. Метод Боденштейна. Квазиравновесное приближение.
7. Цепные реакции. Кинетические особенности цепных реакций. Зарождение цепи, развитие цепи (продолжение и разветвление цепи), обрыв цепи.
8. Цепные реакции с разветвленными цепями. Элементарная вероятностная теория цепных реакций. Кинетические особенности цепных процессов в зависимости от соотношения вероятности обрыва и разветвления цепи. Горение и взрыв. Предельные явления в разветвленных цепных реакциях. Нижний и верхний пределы самовоспламенения. Полуостров воспламенения. Влияние добавок инертного газа на положение пределов воспламенения.
9. Зависимость скорости химических реакций от температуры. Теория Аррениуса. Теория активных соударений (ТАС). Физический смысл констант уравнения Аррениуса с позиций ТАС. Частотный (энтропийный) фактор.
10. Теория активных соударений в применении к мономолекулярным реакциям. Схема Линдемана. Теория активных соударений в применении к бимолекулярным реакциям.
11. Теория активированного комплекса или переходного состояния. Теория абсолютных скоростей реакций. Поверхность потенциальной энергии. Основные допущения теории активированного комплекса и область его применимости. Истинная энергия активации. Соотношения между опытной и истинной энергией активации.
12. Применение теории абсолютных скоростей реакций к оценке предэкспоненциального множителя в элементарных реакциях.
13. Особенности реакций с нетермической активацией. Фотохимические реакции. Особенности фотохимических реакций. Первый и второй законы фотохимии. Первичные и вторичные фотохимические процессы. Кинетика фотохимических процессов. Механизм Штерна-Фольмера. Вторичные фотохимические процессы с образованием и без образования кинетических цепей. Радиационно-химические реакции.
14. Катализ. Ингибирование. Основные понятия и определения в теории катализа.
15. Теория промежуточных соединений в катализе. Механизмы каталитических реакций. Уравнение Михаэлиса-Ментен.
16. Автокатализ.
17. Гетерогенный катализ. Адсорбция на поверхности катализатора. Физическая адсорбция и хемосорбция. Кинетика гетерогенно-каталитических реакций. Мономолекулярные и бимолекулярные каталитические реакции. Механизмы Лэнгмюра – Хиншельвуда (механизм гетерогенной каталитической реакции на поверхности катализатора между двумя адсорбированными частицами) и механизм Или-Ридиелла (между адсорбированной молекулой и молекулой в газовой фазе)
18. Ферментативный катализ. Общие определения и понятия. Кинетика ферментативной реакции с одним субстратом. Способы определения кинетических параметров. Ингибирование ферментативных реакций. Активность ферментов.

Раздел 5. Электрохимия

1. Химический и электрохимический способы осуществления окислительно-восстановительных реакций. Электрохимическая цепь и ее компоненты. Определение теоретической электрохимии, ее разделы и связь с задачами прикладной электрохимии. Развитие представлений о строении

- растворов электролитов (Т.Гротгус, М.Фарадей, С.Аррениус). Основные положения теории Аррениуса. Недостатки этой теории.
2. Механизмы образования растворов электролитов. Энергия кристаллической решетки. Модельный метод Борна.
 3. Энергия сольватации. Модель Борна. Недостатки модели Борна. Ион-дипольное взаимодействие как основное условие устойчивости растворов электролитов.
 4. Термодинамическое описание ион-ионного взаимодействия. Понятия средней активности и среднего коэффициента активности; их связь с активностью и коэффициентом активности отдельных ионов.
 5. Теория Дебая-Гюккеля (ТДХ). Основные допущения ТДХ. Потенциал ионной атмосферы. Вывод основного уравнения.
 6. Уравнения для коэффициента активности отдельных ионов в первом, втором, третьем приближении ТДХ. Уравнения Гюнтельберга и Дэвиса. Ионная ассоциация в растворах электролитов.
 7. Общая характеристика неравновесных явлений в растворах электролитов. Потоки диффузии и миграции. Первый и второй законы Фика. Электрическая подвижность иона.
 8. Формула Нернста – Эйнштейна. Диффузионный потенциал.
 9. Удельная и эквивалентная электропроводность. Предельная электропроводность. Зависимость удельной и эквивалентной электропроводности от концентрации, температуры, давления. Подвижности ионов и закон Кольрауша. Уравнения Аррениуса, Кольрауша, Гхоша для разбавленных растворов электролитов.
 10. Числа переноса и методы их определения.
 11. Физические основы теории Дебая – Гюккеля – Онзагера; электрофоретический и релаксационный эффекты, эффекты Вина и Дебая – Фалькенгагена. Зависимость подвижности ионов от их природы, от природы растворителя, от температуры и концентрации раствора. Механизм электропроводности водных растворов кислот и щелочей.
 12. Электрохимический потенциал. Понятия поверхностного, внешнего и внутреннего потенциалов; разности потенциалов Гальвани и Вольты.
 13. Условия электрохимического равновесия на границах раздела фаз и в электрохимической цепи. Связь ЭДС со свободной энергией Гиббса.
 14. Уравнение Нернста и Гиббса-Гельмгольца для равновесной электрохимической цепи (вывод).
 15. Понятие электродного потенциала. Относительные и стандартные электродные потенциалы. Классификация электродов и электрохимических цепей.
 16. Двойной электрический слой (ДЭС) и его роль в кинетике электродных процессов. Строение ДЭС
 17. Электрокапиллярные явления; основное уравнение электрокапиллярности; уравнение Липпмана. Емкость двойного электрического слоя. Потенциал нулевого заряда.
 18. Плотность тока как мера скорости электродного процесса; поляризация электродов. Стадии электродного процесса. Механизмы массопереноса: диффузия, миграция и конвекция. Три основных уравнения диффузионной кинетики и общий подход к решению ее задач.
 19. Зависимость тока от потенциала в условиях медленной стационарной диффузии к плоскому электроду.
 20. Уравнение для тока в теории замедленного заряда; ток обмена и перенапряжение. Влияние строения ДЭС на скорость эл.хим. реакции. Поляризационная характеристика.
 21. Электрохимические источники тока.

Типовые билеты к экзамену

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ АВТОНОМНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«Национальный исследовательский ядерный университет «МИФИ»
Обнинский институт атомной энергетики –

ОТДЕЛЕНИЕ БИОТЕХНОЛОГИЙ

Направление **04.03.01 «Химия»**

Образовательная программа **«Аналитическая химия»**

Дисциплина **Физическая химия**

Экзаменационный билет № 1

1. Кинетический анализ процессов, протекающих через образование промежуточных продуктов. Принцип квазистационарности Боденштейна и область его применимости. Применение принципа стационарности для вычисления начальной скорости гомогенной каталитической реакции с участием одного реагента.
2. Ферментативный катализ. Общие сведения о кинетике и механизмах ферментативных реакций. pH–зависимость кинетических постоянных. Температурная зависимость кинетических постоянных. Субстратная специфичность ферментов. Активные и адсорбционные центры ферментов. Общие сведения о механизмах ферментативных реакций. Кинетика ферментативной реакции с одним субстратом. Способы определения кинетических параметров.
3. Электрохимический потенциал. Понятия поверхностного, внешнего и внутреннего потенциалов; разности потенциалов Гальвани и Вольта.
4. Рассчитайте среднюю и общую активность 0,9m водного раствора бромида цинка при 298 К, используя значение его коэффициента активности $\gamma_{\pm} = 0,809$. Оцените изменение энергии Гиббса при разбавлении раствора до моляльности 0,2m ($\gamma_{\pm} = 0,510$).

Экзаменационный билет № 2

1. Цепные реакции. Основные понятия кинетики цепных реакций. Неразветвленные цепные реакции. Разветвленные цепные реакции. Расчет скорости цепных реакций. Кинетические особенности разветвленных цепных реакций. Предельные явления в разветвленных цепных реакциях на примере реакции окисления водорода. Полуостров воспламенения. Период индукции. Зависимость скорости реакции на нижнем пределе воспламенения от диаметра сосуда и природы его поверхности.
2. Теория активированного комплекса или переходного состояния. Теория абсолютных скоростей реакций. Поверхность потенциальной энергии. Основные допущения теории активированного комплекса и область его применимости. Истинная энергия активации. Соотношения между опытной и истинной энергией активации. Статистический и термодинамический аспекты теории активированного комплекса. Энтропия активации. Применение теории абсолютных скоростей реакций к оценке предэкспоненциального множителя в элементарных реакциях.
3. Уравнение Нернста и Гиббса-Гельмгольца для равновесной электрохимической цепи (вывод).
4. Рассчитайте тепловой эффект кристаллической решетки гидрида лития при 298 К, используя термодинамический цикл Борна – Габера и следующие значения, кДж·моль⁻¹: энтальпия образования $\text{LiH}_{(T)}\Delta_f H^0 = -90,5$; энтальпия сублимации лития $\Delta H_{\text{субл}}^0 = 148,0$; энтальпия диссоциации водорода $\Delta_{\text{дис}} H^0 = 432,0$; потенциал ионизации лития $E_{\text{и},1} = 520,3$; сродство электрона к атомарному водороду $E_{\text{с.э.}} = -72,8$.

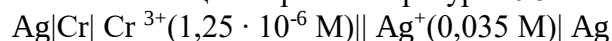
Экзаменационный билет № 3

1. Мономолекулярные реакции. Теория активированного комплекса в применении к мономолекулярным реакциям. Область применимости полученных соотношений. Объяснение «повышенных» и «заниженных» значений предэкспоненциального множителя. Теория соударений в применении к мономолекулярным реакциям. Схема Линдемана и ее сопоставление с опытными данными. Причины неточности схемы Линдемана.

2. Элементарные и формально простые гомогенные односторонние реакции. Формальная кинетика элементарных и формально простых гомогенных односторонних реакций разных порядков в закрытых системах. Константа скорости реакции и период полупревращения для химических реакций различного порядка.

3. Двойной электрический слой (ДЭС) и его роль в кинетике электродных процессов. Строение ДЭС.

4. Определите ЭДС электрохимической цепи при температуре 298 К



используя справочные данные о стандартных потенциалах и коэффициентов активности ионов, ионная сила раствора равна 0,100.

Экзаменационный билет № 4

1. Зависимость скорости реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа. Уравнение Аррениуса. Энергетическая диаграмма химической реакции. «Эффективная» и «истинная» энергия активации. Взаимосвязь между энергией активации прямой и обратной реакции и тепловым эффектом реакции. Энергия активации и коэффициент Вант-Гоффа. Расчет энергии активации и предэкспоненциального множителя.

2. Особенности реакций с нетермической активацией. Фотохимические реакции, радиационно-химические реакции.

3. Электрокапиллярные явления; основное уравнение электрокапиллярности; уравнение Липпмана. Емкость двойного электрического слоя. Потенциал нулевого заряда.

4. Напишите полуреакции, протекающие на электродах, и суммарную реакцию при работе электрохимической цепи. Получите уравнение для ЭДС цепи. Определите стандартное значение ЭДС при 25 °С. а) $\text{Ag}|\text{Ni}|\text{NiCl}_2|\text{AgCl}, \text{Ag}$; б) $\text{Pt}|\text{CO}_2, \text{HCOOH}|\text{H}_2\text{SO}_4|\text{H}_2, \text{Pt}$

Экзаменационный билет № 5

1. Теории химической кинетики. Некоторые элементы кинетической теории газов. Теория активных соударений. Теория активных соударений в применении к мономолекулярным реакциям. Схема Линдемана. Теория активных соударений в применении к бимолекулярным реакциям.

2. Методы измерения скорости реакции. Способы определения порядка реакции, вида кинетического уравнения и расчета константы скорости реакции.

Формальная кинетика элементарных и формально простых реакций в открытых системах. Понятие аппаратов идеального смешения и идеального вытеснения.

3. Термодинамическое описание ион-ионного взаимодействия. Понятия средней активности и среднего коэффициента активности; их связь с активностью и коэффициентом активности отдельных ионов.

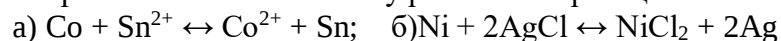
4. Найдите удельную электропроводность раствора, содержащего 0,1 М бромид бария и кислоту HBr ; pH 0. Предельные подвижности ионов: $\lambda^0(1/2 \text{Ba}^{2+}) = 63,6 \cdot 10^{-4}$, $\lambda^0(\text{H}^+) = 350 \cdot 10^{-4}$ и $\lambda^0(\text{Br}^-) = 78,1 \cdot 10^{-4} \text{ См} \cdot \text{м}^2/\text{моль}$.

Экзаменационный билет № 6

1. Особенности реакций с нетермической активацией. Фотохимические реакции, радиационно-химические реакции.

2. Катализ. Ингибирование. Основные понятия и определения в теории катализа. Теория промежуточных соединений в катализе. Механизмы каталитических реакций. Уравнение Михаэлиса-Ментен. Автокатализ.

3. Механизмы образования растворов электролитов. Энергия кристаллической решетки. Модельный метод Борна.
4. Представьте схематически электрохимические цепи, в которых самопроизвольно протекают указанные ниже реакции. Вычислите по справочным данным при 25 °С стандартные значения ЭДС элемента, изменения энергии Гиббса и константу равновесия реакции:



Экзаменационный билет № 7

1. Разветвленные цепные реакции. Кинетические особенности разветвленных цепных реакций. Предельные явления в разветвленных цепных реакциях на примере реакции окисления водорода. Полуостров воспламенения.
2. Теория активированного комплекса или переходного состояния. Теория абсолютных скоростей реакций. Поверхность потенциальной энергии. Основные допущения теории активированного комплекса и область его применимости. Истинная энергия активации. Соотношения между опытной и истинной энергией активации. Статистический и термодинамический аспекты теории активированного комплекса. Энтропия активации. Применение теории абсолютных скоростей реакций к оценке предэкспоненциального множителя в элементарных реакциях.
3. Химический и электрохимический способы осуществления окислительно-восстановительных реакций. Электрохимическая цепь и ее компоненты. Определение теоретической электрохимии, ее разделы и связь с задачами прикладной электрохимии. Развитие представлений о строении растворов электролитов (Т.Гротгус, М.Фарадей, С.Аррениус). Основные положения теории Аррениуса. Недостатки этой теории.
4. Определите ЭДС электрохимической цепи при температуре 298 К:
 $\text{Pt}, \text{H}_2 | \text{масляная кислота (0,2 M)} || \text{муравьиная кислота (1,6 M)} | \text{H}_2, \text{Pt}$
Если известны значения констант диссоциации указанных кислот соответственно $\text{pK}_a=4,821$ и $\text{pK}_a=3,752$. Приняв равными единице давления (в бар) газообразного водорода в обоих электродах и коэффициенты активности ионов.

Экзаменационный билет № 8

1. Сложные реакции. Основные типы сложных химических реакций. Формальная кинетика сложных реакций. Принцип независимости элементарных стадий. Обратимые (двусторонние) реакции. Принцип детального равновесия. Параллельные реакции. Сопряженные реакции.
2. Кинетика гетерогенных реакций.
3. Общая характеристика неравновесных явлений в растворах электролитов. Потоки диффузии и миграции. Первый и второй законы Фика. Электрическая подвижность иона. Формула Нернста – Эйнштейна. Диффузионный потенциал.
4. Найдите значение растворимости хлорида серебра в воде при 298 К, если $\text{pK}_s^0 = 9,75$.

Экзаменационный билет № 9

1. Сложные реакции. Последовательные (консекутивные) реакции. Квазистационарное и квазиравновесные приближения. Метод стационарных концентраций Боденштейна и область его применения. Принцип квазиравновесных концентраций. Кинетические закономерности консекутивных реакций первого порядка. Анализ кинетических уравнений.
2. Уравнение Михаэлиса-Ментэн. Определение кинетических постоянных этого уравнения из опытных данных. Кинетика каталитических реакций с конкурентным и неконкурентным ингибированием.
3. Физические основы теории Дебая – Хюккеля – Онзагера; электрофоретический и релаксационный эффекты, эффекты Вина и Дебая – Фалькенгагена. Зависимость подвижности ионов от их природы, от природы растворителя, от температуры и концентрации раствора. Механизм электропроводности водных растворов кислот и щелочей.
4. Определите растворимость нитрита серебра при 298 К, зная $\text{pK}_s^0 = 3,8$: а) в воде; б) 0,02 М растворе KNO_2 ; в) 0,02 М растворе K_2SO_4 .

Экзаменационный билет № 10

1. Гетерогенный катализ. Адсорбция на поверхности катализатора. Физическая адсорбция и хемосорбция. Кинетика гетерогенно-каталитических реакций. Мономолекулярные и бимолекулярные каталитические реакции. Механизмы Лэнгмюра – Хиншельвуда (механизм гетерогенной каталитической реакции на поверхности катализатора между двумя адсорбированными частицами) и механизм Или-Ридиелла (между адсорбированной молекулой и молекулой в газовой фазе)
2. Бимолекулярные реакции. Теория активированного комплекса в применении к бимолекулярным реакциям. Сопоставление результатов теории соударений и теории активированного комплекса.
3. Условия электрохимического равновесия на границах раздела фаз и в электрохимической цепи. Связь ЭДС со свободной энергией Гиббса.
4. При определении чисел переноса методом движущейся границы под действием тока силой 5,21 мА в течение 67 мин граница между 0,1 М раствором KCl и индикаторным раствором CdCl_2 прошла расстояние 4,64 см вдоль трубки диаметром 0,54 см. Рассчитайте число переноса, электрическую подвижность и подвижность иона калия, если удельная электропроводность 0,1 М KCl равна 1,29 См/м.

Экзаменационный билет № 11

1. Мономолекулярные реакции. Теория активированного комплекса в применении к мономолекулярным реакциям. Область применимости полученных соотношений. Объяснение «повышенных» и «заниженных» значений предэкспоненциального множителя. Теория соударений в применении к мономолекулярным реакциям. Схема Линдемана и ее сопоставление с опытными данными. Причины неточности схемы Линдемана.
2. Термодинамический аспект теории активированного комплекса. Энтропия активации. Соотношения между опытной и истинной энергией активации.
3. Числа переноса и методы их определения.
4. Напишите электронно-ионные полуреакции, протекающие на электродах, и выражения соответствующих потенциалов для указанных ниже электродов. а) $\text{H}^+, \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}, \text{Cr}^{3+} | \text{Pt}$; б) $\text{SO}_4^{2-} | \text{PbSO}_4, \text{Pb}$

б) критерии оценивания компетенций (результатов):

Оценка	Критерии оценки
Отлично 36-40	Студент должен: - продемонстрировать глубокое и прочное усвоение знаний программного материала; - исчерпывающе, последовательно, грамотно и логически стройно изложить теоретический материал; - правильно формулировать определения; - продемонстрировать умения самостоятельной работы с литературой; - уметь сделать выводы по излагаемому материалу.
Хорошо 30-35	Студент должен: - продемонстрировать достаточно полное знание программного материала; - продемонстрировать знание основных теоретических понятий; достаточно последовательно, грамотно и логически стройно излагать материал; - продемонстрировать умение ориентироваться в литературе; - уметь сделать достаточно обоснованные выводы по излагаемому материалу.

Удовлетворительно 24-29	Студент должен: - продемонстрировать общее знание изучаемого материала; - показать общее владение понятийным аппаратом дисциплины; - уметь строить ответ в соответствии со структурой излагаемого вопроса; - знать основную рекомендуемую программой учебную литературу.
Неудовлетворительно 23 и меньше	Студент демонстрирует: - незнание значительной части программного материала; - не владение понятийным аппаратом дисциплины; - существенные ошибки при изложении учебного материала; - неумение строить ответ в соответствии со структурой излагаемого вопроса; - неумение делать выводы по излагаемому материалу.

в) *Описание шкалы оценивания:* 4х балльная: отлично, хорошо, удовлетворительно, неудовлетворительно. Пересчет шкалы в 100 балльную осуществляется в соответствии соответствует п. 3.4.2. СМК-ПЛ-7.5-06 «Положения о кредитно-модульной системе НИЯУ МИФИ».

4.2 Примерное типовое задание и контрольные вопросы по защите лабораторной работы **Оценочное средство № 3**

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ АВТОНОМНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«Национальный исследовательский ядерный университет «МИФИ»
Обнинский институт атомной энергетики –
филиал федерального государственного автономного образовательного учреждения высшего образования
«Национальный исследовательский ядерный университет «МИФИ»
(ИАТЭ НИЯУ МИФИ)

ОТДЕЛЕНИЕ БИОТЕХНОЛОГИЙ

Направление **04.03.01 «Химия»**

Образовательная программа **«Аналитическая химия»**

Дисциплина **Физическая химия**

Вопросы для защиты лабораторных работ

По разделам 1 – 3.

Задание №1.

1. Тепловой эффект химической реакции. Отличие теплового эффекта реакции от теплоты процесса. Тепловой эффект реакции при $V = \text{const}$, $P = \text{const}$. Связь между ними.
2. Теплоемкость, зависимость теплоемкости от температуры. Расчет теплоемкости идеального газа. Применение теплоемкости для расчета тепловых эффектов реакции.

3. Зависимость теплового эффекта реакции от температуры. Расчет тепловых эффектов с использованием термодинамических таблиц.

Знать: основы термохимии.

Уметь: рассчитывать термодинамические характеристики процессов (тепловой эффект реакции, его зависимость от температуры, изменение теплоемкости при протекании реакции).

Владеть: методами расчета и определения теплот процессов с использованием табличных данных.

Задание № 2

1. Математическое выражение 2 закона термодинамики.
2. Расчет S_{298} по калориметрическим данным.
3. Изменение энтропии при протекании химической реакции при стандартных условиях, при любой другой температуре.
4. Статистический расчет энтропии.

Задание №3

1. Общие условия равновесия. Термодинамические потенциалы. Определение возможностей протекания процессов при $V, T = \text{const}$, $P, T = \text{const}$, $S, V = \text{const}$, $S, P = \text{const}$.
2. Фазовые равновесия в однокомпонентных системах. Условия равновесия в однокомпонентных системах при P и $T = \text{const}$, при P и $T \text{ const}$.
3. Уравнение Клаузиуса – Клапейрона. Характеристики процесса, которые можно рассчитать с использованием уравнения Клаузиуса-Клапейрона.

Задание № 4

1. Химическое равновесие в системах с несмешанными конденсированными фазами при $P, T = \text{const}$.
2. Уравнение изотермы химической реакции при $P, T = \text{const}$, $V, T = \text{const}$.
3. Определение возможности протекания химической реакции с использованием уравнения изотермы химической реакции. Какие данные надо иметь, чтобы пользоваться уравнением изотермы химической реакции.
4. Зависимость константы равновесия от T (уравнение изобары, изохоры). Какие характеристики химической реакции можно рассчитать с использованием уравнения изобары химической реакции.
5. Расчет констант равновесия химической реакции.

Задание № 5

1. Парциальные молярные величины. Химический потенциал.
2. Уравнение Гиббса-Дюгема. Идеальные и реальные растворы. Активность Стандартное состояние.
3. Расчет активности (необходимые данные для расчета активности при различных стандартных состояниях).

Раздел 4.

Задание 1.

1. Что понимают под термином “скорость реакции”?
2. Что такое кинетическое уравнение? Какой вид имеет кинетическое уравнение для элементарной реакции? Для сложной реакции?
3. Что такое порядок реакции по данному веществу? Что такое общий порядок?
4. Каков физический смысл константы скорости? Какова размерность константы скорости?
5. Напишите стехиометрическое уравнение и механизм реакции разложения H_2O_2 в присутствии $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.
6. Сформулируйте принцип квазиравновесия и выведите кинетическое уравнение процесса в дифференциальной форме.
7. Как обрабатываются экспериментальные данные по разложению H_2O_2 дифференциальным методом?

8. Выведите кинетическое уравнение разложения H_2O_2 в интегральной форме. Как обрабатываются экспериментальные данные интегральным методом?
9. Напишите экспериментальную установку для разложения H_2O_2 . Почему эта установка называется установкой постоянного давления?
10. Как проверить герметичность установки?
11. Как рассчитать концентрацию перекиси водорода в реакторе, зная объём выделившегося кислорода?
12. Влияние температуры на скорость реакции. Вывод уравнения Аррениуса.
13. Энергия активации. Расчёт энергии активации.

Задание 2.

1. Дайте определение скорости реакции по данному компоненту.
2. Что такое кинетическое уравнение?
3. Каков физический смысл константы скорости реакции?
4. Что такое частный порядок реакции по данному компоненту? Что такое общий порядок?
5. Почему реакция иодирования ацетона является реакцией второго порядка? каков механизм реакции в кислой среде?
6. Какова размерность константы скорости реакции второго порядка?
7. В чём заключается принцип квазиравновесия и как он используется при выводе кинетического уравнения реакции йодирования ацетона?
8. Запишите кинетическое уравнение иодирования ацетона в дифференциальной форме.
9. Зависит ли скорость иодирования ацетона от концентрации йода в реакционной смеси?
10. Выведите интегральную форму кинетического уравнения иодирования.
11. Как графически определить константу скорости иодирования?
12. Как рассчитать начальную концентрацию ацетона, катализатора, йода?
13. Для чего при титровании йода тиосульфатом натрия в колбочку для титрования вносится раствор NaHCO_3 ?
14. Какой метод контроля за скоростью реакции иодирования используется в настоящей работе?
15. Какой метод контроля за скоростью реакции иодирования может быть предложен ещё?
16. Как определяется энергия активации из экспериментальных данных?
17. В каких единицах измеряется энергия активации?
18. Каков физический смысл энергии активации?
19. Почему иодирование ацетона является автокаталитической реакцией и где при выводе кинетического уравнения это используется?
20. Почему, титруя йод тиосульфатом, можно делать вывод о количестве вступившего в реакцию ацетона?

Знать: основы химической кинетики.

Уметь: рассчитывать кинетические параметры процесса из кинетических кривых (интегральный и дифференциальный методы расчёта)

Владеть: методами расчёта и определения энергии активации химических реакций, скоростей химических реакций, констант скоростей, обрабатывать кинетические кривые, методами решения кинетических уравнений сложных реакций

Раздел 7.

Контрольные вопросы к защите лабораторной работе по теме «Коррозия».

1. Какой процесс называется коррозией (электрохимической коррозией)?
2. Причины коррозии.
3. Какие частицы могут быть окислителями при коррозии.
4. Факторы, влияющие на процесс коррозии.
5. Коррозия 2-х электродной системы при атмосферных условиях.
6. Анодные, катодные процессы.
7. Водородная, кислородная деполяризация.
8. Влияние pH на коррозионную стойкость.
9. Пассивация металлов.

10. Как изменяется потенциал катода при коррозии.
11. Какие металлы может окислять кислород (водород) в нейтральной среде.
12. Коррозия, если включения инородных металлов малы (не столь малы).
13. Коррозия бронзы в кислой среде при доступе воздуха.
14. Коррозия латуни (медь-цинк) в кислой среде при доступе воздуха.
15. Какой процесс протекает на аноде при коррозии алюминиево-медного сплава в кислой среде в присутствии воздуха.
16. Какие процессы протекают на катоде при коррозии никелированного железа в щелочной среде в присутствии воздуха.
17. Методы защиты металлов от коррозии.
18. В чем заключается смысл катодной защиты от коррозии, а также защиты с применением протекторов.

Свойства растворов электролитов.

Задание 1.

1. Средний ионный коэффициент активности $0,6m$ водного раствора K_3PO_4 при 298 К равен 0,164. Рассчитайте среднюю ионную моляльность, среднюю и общую активность электролита, изменение энергии Гиббса при разбавлении раствора до моляльности $0,2m$, $\gamma_{\pm} = 0,244$.
2. Вычислите среднюю и общую активность $20,0m$ водного раствора хлорида лития при 298 К, зная величину его коэффициента активности $\gamma_{\pm} = 62,4$. Найдите изменение энергии Гиббса при разбавлении раствора до моляльности $0,1m$ ($\gamma_{\pm} = 0,803$).
3. Средний ионный коэффициент активности $0,9m$ водного раствора сульфата хрома при 298 К равен 0,0194. Вычислите среднюю ионную моляльность, среднюю и общую активность электролита, изменение энергии Гиббса при разбавлении раствора до моляльности $0,2m$ ($\gamma_{\pm} = 0,030$).

Задачи для защиты лабораторных работ по разделу 7 «Электрохимия»

(Байрамов В.М. Основы электрохимии.: Учеб. пособие. М.: «Академия», 2005. 240 с.)

1. (№24 с. 33.) Найдите значение теплового эффекта кристаллической решетки хлорида калия при 298К, используя данные, кДж·моль⁻¹: теплота образования $KCl_{(T)} \Delta_f H^0 = -436,84$; энтальпия возгонки калия $\Delta H_{субл}^0 = 89,0$; тепловой эффект диссоциации хлора $\Delta_{дис} H^0 = 242,60$; потенциал ионизации калия $E_{и,1} = 419,0$; сродство хлора к электрону $E_{с.э.} = -349,0$.
2. (№21 с.32.) Рассчитайте тепловой эффект кристаллической решетки гидрида лития при 298 К, используя термодинамический цикл Борна – Габер и следующие значения, кДж·моль⁻¹: энтальпия образования $LiH_{(T)} \Delta_f H^0 = -90,5$; энтальпия сублимации лития $\Delta H_{субл}^0 = 148,0$; энтальпия диссоциации водорода $\Delta_{дис} H^0 = 432,0$; потенциал ионизации лития $E_{и,1} = 520,3$; сродство электрона к атомарному водороду $E_{с.э.} = -72,8$.
3. (№6 с.64.) Средний ионный коэффициент активности $0,6m$ водного раствора K_3PO_4 при 298 К равен 0,164. Рассчитайте среднюю ионную моляльность, среднюю и общую активность электролита, изменение энергии Гиббса при разбавлении раствора до моляльности $0,2m$, $\gamma_{\pm} = 0,244$.
4. (№9 с.65.) Рассчитайте среднюю и общую активность $0,9m$ водного раствора бромида цинка при 298 К, используя значение его коэффициента активности $\gamma_{\pm} = 0,809$. Оцените изменение энергии Гиббса при разбавлении раствора до моляльности $0,2m$ ($\gamma_{\pm} = 0,510$).
5. (№60 с.68.) Найдите значение pH следующих водных растворов при 298 К: а) $0,1 \text{ M HClO}_4$; б) $0,1 \text{ M HClO} + 0,02 \text{ M Mg(ClO}_4)_2$.
6. (№59 с.68.) Рассчитайте pH следующих водных растворов при 298 К: а) $0,02 \text{ M HBr}$; б) $0,02 \text{ M HBr} + 0,08 \text{ M KBr}$.
7. (№58 с.68.) Рассчитайте pH следующих водных растворов при 298 К: а) $4 \cdot 10^{-3} \text{ M HNO}_3$; б) $4 \cdot 10^{-3} \text{ M HNO}_3 + 2 \cdot 10^{-3} \text{ M Ca(NO}_3)_2$.
8. (№72 с.69.) Найдите значение растворимости хлорида серебра в воде при 298 К, если $pK_s^0 = 9,75$.
9. (№74 с.69.) Определите растворимость гидроксида бария в воде при 298 К, используя значение $pK_s^0 = 2,3$.
10. (№79 с.69.) Определите растворимость нитрита серебра при 298 К, зная $pK_s^0 = 3,8$: а) в воде; б) $0,02 \text{ M}$ растворе KNO_2 ; в) $0,02 \text{ M}$ растворе K_2SO_4 .

- 11.(№80 с.69.) Вычислите растворимость сульфида серебра при 298 К, зная $pK_s^0 = 49,4$: а) в воде; б) 10^{-3} М AgNO_3 ; в) 10^{-3} М KNO_3 .
- 12.(№19 с.103.) Рассчитайте удельную электропроводность раствора, состоящего из нитрата кальция ($C = 10^{-2}$ М) и азотной кислоты; pH 0,5. Предельные подвижности ионов, $\text{См} \cdot \text{м}^2/\text{моль}$: $\lambda^0(1/2 \text{Ca}^{2+}) = 59,5 \cdot 10^{-4}$, $\lambda^0(\text{H}^+) = 350 \cdot 10^{-4}$ и $\lambda^0(\text{NO}_3^-) = 71,5 \cdot 10^{-4}$.
- 13.(№20 с.103.) Найдите удельную электропроводность раствора, содержащего 0,1 М бромид бария и кислоту HBr ; pH 0. Предельные подвижности ионов: $\lambda^0(1/2 \text{Ba}^{2+}) = 63,6 \cdot 10^{-4}$, $\lambda^0(\text{H}^+) = 350 \cdot 10^{-4}$ и $\lambda^0(\text{Br}^-) = 78,1 \cdot 10^{-4} \text{См} \cdot \text{м}^2/\text{моль}$.
- 14.(№26 с104.) Определите степень диссоциации, pH раствора и константу диссоциации уксусной кислоты при разведении 32 л/моль, если при 298 К удельная электрическая проводимость раствора равна $2,8754 \cdot 10^{-2} \text{См}/\text{м}$, а предельные подвижности ионов H_3O^+ и CH_3COO^- соответственно равны $349,8 \cdot 10^{-4}$ и $40,9 \cdot 10^{-4} \text{См} \cdot \text{м}^2/\text{моль}$.
- 15.(№63 с108.) Раствор, содержащий 0,75% нитрата серебра, подвергнут электролизу в аппарате Гитторфа с серебряными электродами. После электролиза в анодном пространстве обнаружено 0,291 г AgNO_3 в 30 г H_2O , на катоде осадилось 0,0756 г серебра. Вычислите числа переноса ионов серебра и NO_3^- .
- 16.(№69 с108.) При определении чисел переноса методом движущейся границы под действием тока силой 5,21 мА в течение 67 мин граница между 0,1 М раствором KCl и индикаторным раствором CdCl_2 прошла расстояние 4,64 см вдоль трубки диаметром 0,54 см. Рассчитайте число переноса, электрическую подвижность и подвижность иона калия, если удельная электропроводность 0,1 М KCl равна 1,29 $\text{См}/\text{м}$.
17. (№34 с 189.) Напишите электронно-ионные полуреакции, протекающие на электродах, и выражения соответствующих потенциалов для указанных ниже электродов. а) $\text{H}^+, \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}, \text{Cr}^{3+} | \text{Pt}$; б) $\text{SO}_4^{2-} | \text{PbSO}_4, \text{Pb}$
18. (№45 с 190.) Напишите электронно-ионные полуреакции, протекающие на электродах, и выражения соответствующих потенциалов для указанных ниже электродов. а) $\text{H}^+ | \text{O}_3, \text{O}_2, \text{Pt}$; б) $\text{OH}^- | \text{Mn}(\text{OH})_2, \text{Mn}$
- 19.(№46 с 190.) Представьте схематически электрохимические цепи, в которых самопроизвольно протекают указанные ниже реакции. Вычислите по справочным данным при 25 °С стандартные значения ЭДС элемента, изменения энергии Гиббса и константу равновесия реакции.
а) $\text{Co} + \text{Sn}^{2+} \leftrightarrow \text{Co}^{2+} + \text{Sn}$; б) $\text{Ni} + 2\text{AgCl} \leftrightarrow \text{NiCl}_2 + 2\text{Ag}$
20. (№52 с 190.) Представьте схематически электрохимические цепи, в которых самопроизвольно протекают указанные ниже реакции. Вычислите по справочным данным при 25 °С стандартные значения ЭДС элемента, изменения энергии Гиббса и константу равновесия реакции.
а) $\text{Sn}^{2+} + 2\text{Fe}^{3+} \leftrightarrow \text{Sn}^{4+} + 2\text{Fe}^{2+}$; б) $\text{Ag} + 1/2\text{Cl}_2 \leftrightarrow \text{AgCl}$
- 21.(№63 с 191.) Напишите полуреакции, протекающие на электродах, и суммарную реакцию при работе электрохимической цепи. Получите уравнение для ЭДС цепи. Определите стандартное значение ЭДС при 25 °С. а) $\text{Ag} | \text{Ni} | \text{NiCl}_2 | \text{AgCl}, \text{Ag}$; б) $\text{Pt} | \text{CO}_2, \text{HCOOH} | \text{H}_2\text{SO}_4 | \text{H}_2, \text{Pt}$
- 22.(№78 с 191) . Напишите полуреакции, протекающие на электродах, и суммарную реакцию при работе электрохимической цепи. Получите уравнение для ЭДС цепи. Определите стандартное значение ЭДС при 25 °С. а) $\text{Cu}, \text{Cu}_2\text{S} | \text{K}_2\text{S} | \text{S} | \text{Cu}$ б) $\text{Pb}, \text{PbBr}_2 | \text{NiBr}_2 | \text{Ni} | \text{Pb}$
23. (№120 с. 194.) ЭДС цепи $\text{Pt}, \text{H}_2(p=1\text{бар}) | \text{HCl}(0,0356\text{м}) | \text{AgCl}, \text{Ag} | \text{Pt}$ при 298 К равна 0,4182 В. Рассчитайте значение стандартного потенциала хлорсеребряного электрода с учетом $\gamma_{\pm}(\text{HCl})$, вычисляемого по уравнению Гюнтельберга.
24. (№130 с 195.) Определите ЭДС электрохимической цепи при температуре 298 К
 $\text{Ag} | \text{Cr} | \text{Cr}^{3+}(1,25 \cdot 10^{-6} \text{М}) || \text{Ag}^+(0,035 \text{М}) | \text{Ag}$
используя справочные данные о стандартных потенциалах и коэффициентов активности ионов, ионная сила раствора равна 0,100.
25. (№158 с. 198.) Определите ЭДС электрохимической цепи при температуре 298 К:
 $\text{Pt}, \text{H}_2 | \text{масляная кислота}(0,2 \text{М}) || \text{муравьиная кислота}(1,6 \text{М}) | \text{H}_2, \text{Pt}$

Если известны значения констант диссоциации указанных кислот соответственно $pK_a=4,821$ и $pK_a=3,752$. Приняв равными единице давления (в бар) газообразного водорода в обоих электродах и коэффициенты активности ионов.

26. (№168 с. 199.) Определите ЭДС электрохимической цепи при температуре 298 К:



Если известны значения констант диссоциации $K_d (NH_4OH) = 1,77 \cdot 10^{-5}$ и $pK_a=4,757$. Приняв равными единице коэффициенты активности ионов.

Знать: основы электрохимии, основы термодинамики растворов электролитов;

Уметь: рассчитывать термодинамические характеристики растворов электролитов;

Владеть: методами расчета и определения коэффициентов активности ионов и электролита в зависимости от ионной силы раствора

б) критерии оценивания компетенций (результатов) при защите лабораторной работы:

1. самостоятельность выполнения задания по лабораторной работе;
2. правильное оформление отчета по лабораторной работе;
3. правильный ответ на индивидуальное задание, способность проводить несложные расчеты;
4. умение анализировать и обсуждать полученные результаты;
5. умение формулировать выводы/заключение.

в) описание шкалы оценивания при защите лабораторной работы

Работа считается выполненной, в случае обязательного выполнения критериев 1,2. В критериях 3 - 5 допустимы недочеты, которые могут быть учтены при собеседовании студента и преподавателя. Защищенной считается работа, если студент продемонстрировал достаточный уровень понимания материала, ответил на предложенные вопросы, ответ проиллюстрировал проверенными задачами.

Студенты, пропустившие лабораторные занятия, отрабатывают их в индивидуальном порядке в соответствии с графиком консультаций преподавателя и графиком работы специализированной лаборатории.

4.3 Коллоквиум

Оценочное средство № 4

а) типовые вопросы к коллоквиуму

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ АВТОНОМНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«Национальный исследовательский ядерный университет «МИФИ»

Обнинский институт атомной энергетики –

филиал федерального государственного автономного образовательного учреждения высшего образования
«Национальный исследовательский ядерный университет «МИФИ»

(ИАТЭ НИЯУ МИФИ)

ОТДЕЛЕНИЕ БИОТЕХНОЛОГИЙ

Направление **04.03.01 «Химия»**

Образовательная программа **«Аналитическая химия»**

Вопросы для коллоквиумов

Раздел 1. Химическая термодинамика

1. Термодинамическая система. Параметры и функции состояния термодинамической системы. Формы обмена энергией термодинамической системы с окружающей средой. Выражение количества работы через параметры состояния термодинамической системы.
2. Первый закон термодинамики. Обмен энергией в форме работы и теплоты. Понятия: внутренняя энергия, энтальпия. Обмен энергией в форме теплоты. Изобарная и изохорная теплоёмкости. Вывод уравнения состояния идеального газа (с применением первого закона термодинамики) при адиабатическом расширении.
3. Термодинамический процесс. Обратимые и необратимые процессы. Равновесные и неравновесные процессы. Самопроизвольный процесс. Классификация термодинамических процессов в зависимости от условий их проведения.
4. Термохимия. Закон Гесса и следствия из закона Гесса. Теплоты образования и теплоты сгорания. Расчёт тепловых эффектов физико-химических процессов.
5. Зависимость тепловых эффектов химических реакций от температуры. Закон Кирхгофа. Экспериментальное определение тепловых эффектов химических процессов.
6. Самопроизвольные и несамопроизвольные процессы. Второе начало термодинамики. Теорема Карно-Клаузиуса. Принцип существования энтропии. Принцип возрастания энтропии.
7. Энтропия и термодинамическая вероятность. Уравнение Больцмана. Расчёт изменения энтропии в изотермическом, изобарном и изотермическом процессах.
8. Постулат Планка. Абсолютная энтропия. Зависимость энтропии от температуры. Расчёт энтропии при различных температурах.
9. Потерянная работа и некомпенсированная теплота.
10. Характеристические функции и термодинамические потенциалы. Фундаментальное уравнение термодинамики. Соотношения Максвелла. Использование уравнений Максвелла для вывода различных термодинамических соотношений
11. Энергия Гиббса и Гельмгольца. Критерии равновесия и самопроизвольного протекания процессов. Энтальпийный и энтропийный фактор. Химическое сродство.
12. Полезная работа. Уравнения Гиббса-Гельмгольца.
13. Химический потенциал. Связь химического потенциала с другими термодинамическими потенциалами. Вывод уравнения для расчёта химического потенциала идеального газа. Равновесие в поле внешних сил. Полные химические потенциалы. Термодинамический вывод гипсометрического закона.
14. Основные понятия термодинамики идеальных и реальных газов. Уравнение для расчёта химического потенциала реального газа. Метод Льюиса. Фугитивность. Коэффициент активности. Расчёт коэффициента активности через параметры состояния реальных газов.

Раздел 2. Фазовое и химическое равновесия.

15. Фаза. Условия фазового равновесия. Правило фаз Гиббса. Понятия: независимый компонент, вариантность системы.
16. Равновесные соотношения при фазовых переходах (уравнение Клаузиуса-Клапейрона). Вывод уравнений линий фазового равновесия твёрдое-жидкое; жидкое-газ; твёрдое-газ для фазовой диаграммы воды.
17. Фазовые диаграммы однокомпонентных систем. Фазовые диаграммы воды, серы, фосфора. Полиморфные превращения.
18. Фазовые диаграммы двухкомпонентных систем. Фазовые переходы первого рода. Фазовые диаграммы конгруэнтно и инконгруэнтно плавящихся систем. Уравнение Шредера.

19. Фазовые переходы второго рода. Коэффициенты изотермической сжимаемости и термического расширения. Уравнения Эренфеста.
20. Химическое равновесие. Закон действующих масс. Константа равновесия. Химическое равновесие в гетерогенных системах.
21. Уравнение изотермы химической реакции (уравнение Вант-Гоффа).
22. Влияние температуры на химическое равновесие. Уравнения изохоры и изобары химической реакции (вывод).
23. Влияние на химическое равновесие. Принцип Ле-Шателье.
24. Тепловая теорема Нернста (её следствия). Третье начало термодинамики.
25. Химическое сродство. Стандартный изобарный потенциал образования.

Раздел 3. Термодинамика растворов (растворы неэлектролитов)

26. Парциальные молярные величины. Способы определения парциальных молярных величин из опытных данных для бинарных систем.
27. Растворы. Способы выражения состава растворов. Термодинамика процесса растворения.
28. Идеальные растворы. Закон Рауля и его термодинамический вывод. Отклонения от закона Рауля. Неидеальные растворы и их свойства. Метод активностей. Коэффициенты активности и их определение по парциальным давлениям компонентов. Первое стандартное состояние.
29. Идеальные бесконечно разбавленные растворы. Уравнение Гиббса-Дюгема и Гиббса-Дюгема-Маргулиса. Закон Генри. Растворимость газов в жидкостях. Второе стандартное состояние.
30. Растворы нелетучих растворённых веществ. Коллигативные свойства. Изменение температур кипения и замерзания растворов нелетучих веществ. Эбуллиоскопическая и криоскопическая постоянные.
31. Осмотическое давление. Закон Вант-Гоффа.
32. Свойства смесей жидкостей. Равновесие жидкость-пар в двухкомпонентных системах. Равновесные составы пара и жидкости. Различные виды диаграмм состояния. Законы Гиббса-Коновалова. Разделение веществ путем перегонки. Азеотропные смеси и их свойства.

Раздел 4. Химическая кинетика и катализ

19. Предмет химической кинетики. Скорость химической реакции. Основной постулат кинетики. Закон действующих масс. Простые (элементарные) и сложные реакции.
20. Кинетические уравнения односторонних элементарных реакций нулевого, первого, второго, n-го порядков. Методы определения порядков реакций. Метод подстановки, графический метод, метод времени полупревращения. Метод выделения Оствальда. Концентрационный и временной варианты.
21. Сложные реакции. Принцип независимости сосуществования, принцип детального равновесия. Кинетика двусторонних (обратимых) реакций, параллельных реакций первого порядка.
22. Сложные реакции. Сопряженные реакции. Понятия актор, индуктор, акцептор, фактор индукции.
23. Сложные реакции. Последовательные (консекутивные) реакции. Принцип лимитирующей стадии. Кинетические закономерности консекутивных реакций первого порядка. Анализ кинетических уравнений.
24. Стационарное и квазистационарное протекание реакций в открытых и закрытых системах. Метод Боденштейна. Квазиравновесное приближение.
25. Цепные реакции. Кинетические особенности цепных реакций. Зарождение цепи, развитие цепи (продолжение и разветвление цепи), обрыв цепи.
26. Цепные реакции с разветвленными цепями. Элементарная вероятностная теория цепных реакций. Кинетические особенности цепных процессов в зависимости от соотношения вероятности обрыва и разветвления цепи. Горение и взрыв. Пределные явления в разветвленных

цепных реакциях. Нижний и верхний пределы самовоспламенения. Полуостров воспламенения. Влияние добавок инертного газа на положение пределов воспламенения.

27. Зависимость скорости химических реакций от температуры. Теория Аррениуса. Теория активных соударений (ТАС). Физический смысл констант уравнения Аррениуса с позиций ТАС. Частотный (энтропийный) фактор.

28. Теория активных соударений в применении к мономолекулярным реакциям. Схема Линдемана. Теория активных соударений в применении к бимолекулярным реакциям.

29. Теория активированного комплекса или переходного состояния. Теория абсолютных скоростей реакций. Поверхность потенциальной энергии. Основные допущения теории активированного комплекса и область его применимости. Истинная энергия активации. Соотношения между опытной и истинной энергией активации.

30. Применение теории абсолютных скоростей реакций к оценке предэкспоненциального множителя в элементарных реакциях.

31. Особенности реакций с нетермической активацией. Фотохимические реакции. Особенности фотохимических реакций. Первый и второй законы фотохимии. Первичные и вторичные фотохимические процессы. Кинетика фотохимических процессов. Механизм Штерна-Фольмера. Вторичные фотохимические процессы с образованием и без образования кинетических цепей. Радиационно-химические реакции.

32. Катализ. Ингибирование. Основные понятия и определения в теории катализа.

33. Теория промежуточных соединений в катализе. Механизмы каталитических реакций. Уравнение Михаэлиса-Ментен.

34. Автокатализ.

35. Гетерогенный катализ. Адсорбция на поверхности катализатора. Физическая адсорбция и хемосорбция. Кинетика гетерогенно-каталитических реакций. Мономолекулярные и бимолекулярные каталитические реакции. Механизмы Лэнгмюра – Хиншельвуда (механизм гетерогенной каталитической реакции на поверхности катализатора между двумя адсорбированными частицами) и механизм Или-Ридиелла (между адсорбированной молекулой и молекулой в газовой фазе)

36. Ферментативный катализ. Общие определения и понятия. Кинетика ферментативной реакции с одним субстратом. Способы определения кинетических параметров. Ингибирование ферментативных реакций. Активность ферментов.

б) критерии оценивания компетенций (результатов)

Ответ оценивается по следующим критериям:

Правильность, полнота, логичность построения ответа;

Умение оперировать специальными терминами;

Умение вывести математические соотношения в соответствии с теоретическим материалом;

Использование в ответе дополнительного материала;

Умение иллюстрировать теоретические положения практическим материалом.

в) описание шкалы оценивания

На коллоквиуме ответ студента оценивается в соответствии с предлагаемой шкалой.

Отлично 10 баллов	Ответ оценивается на «Отлично» при: правильном, полном и логично построенном ответе на все вопросы билета; умении оперирования специальными терминами; использовании в ответе дополнительного материала; умении иллюстрировать теоретические положения практическим материалом;
Хорошо с 8 до 9 баллов	Ответ оценивается на «Хорошо» при: правильном, полном и логично построенном ответе, но имеются негрубые ошибки и неточности;

	умении оперирования специальными терминами, но возможны затруднения в использовании практического материала; умении иллюстрировать теоретические положения практическим материалом, но при этом делаются не вполне законченные выводы или обобщения;
Удовлетворительно с 6 до 7 баллов	Ответ оценивается на «Удовлетворительно» при: схематичном, неполном ответе; неумении оперировать специальными терминами или их незнании; с одной грубой ошибкой неумении приводить примеры практического использования научных знаний.
Неудовлетворительно с 0 до 5 баллов	Ответ оценивается как «Неудовлетворительно» при: ответе на все вопросы билета с грубыми ошибками; неумении оперировать специальной терминологией; неумении приводить примеры практического использования научных знаний.

4.4 Домашнее задание

Оценочное средство № 5

а) типовые задания домашнего задания (образец):

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ АВТОНОМНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«Национальный исследовательский ядерный университет «МИФИ»
Обнинский институт атомной энергетики -
филиал федерального государственного автономного образовательного учреждения высшего образования
«Национальный исследовательский ядерный университет «МИФИ»
(ИАТЭ НИЯУ МИФИ)

ОТДЕЛЕНИЕ БИОТЕХНОЛОГИЙ

Направление **04.03.01 «Химия»**

Образовательная программа **«Аналитическая химия»**

Дисциплина **Физическая химия**

Индивидуальные домашние задания

№ варианта	Содержание задания: задача №				
1	2-5, стр.25-Е	19, стр.161-Б	6-20, стр.73-Е	9-1, стр.98-Е	7-7, стр.83-Е
2	2-13, стр.26-Е	17, стр.160-Б	6-21, стр.73-Е	9-2, стр.98-Е	7-8, стр.83-Е
3	2-11, стр.26-Е	4-10, стр.47-Е	6-11, стр.72-Е	9-3, стр.98-Е	7-22, стр.85-Е
4	2-12, стр.26-Е	4-19, стр.48-Е	6-13, стр.72-Е	9-28, стр.102-Е	7-20, стр.85-Е

5	2-16, стр.26-Е	4-23, стр.48-Е	6-28, стр.74-Е	9-15, стр.100-Е	8-18, стр.92-Е
6	9, стр.158-Б	4-24, стр.48-Е	6-8, стр.72-Е	9-23, стр.101-Е	8-9, стр.91-Е
7	15, стр.159-Б	4-25, стр.49-Е	6-22, стр.73-Е	9-26, стр.102-Е	8-7, стр.90-Е
8	2-23, стр.28-Е	5-13, стр.61-Е	6-4, стр.71-Е	9-27, стр.102-Е	8-15, стр.91-Е
9	2-26, стр.28-Е	5-18, стр.61-Е	6-9, стр.72-Е	9-28, стр.102-Е	8-16, стр.91-Е
10	2-28, стр.28-Е	5-17, стр.61-Е	6-16, стр.73-Е	9-16, стр.100-Е	8-18, стр.92-Е
11	2-24, стр.28-Е	5-12, стр.60-Е	19, стр.161-Б	9-13, стр.100-Е	8-1, стр.90-Е
12	9, стр.158-Б	5-24, стр.62-Е	6-24, стр.73-Е	9-10, стр.99-Е	8-12, стр.91-Е
13	3-19, стр.37-Е	5-26, стр.62-Е	6-7, стр.72-Е	20, стр.165-Б	8-13, стр.91-Е
14	3-7, стр.35-Е	5-27, стр.62-Е	6-27, стр.74-Е	10, стр.164-Б	8-12, стр.91-Е
15	3-9, стр.35-Е	5-28, стр.62-Е	6-30, стр.74-Е	12, стр.164-Б	7-17, стр.84-Е
Е – Еремин В.В. и др. Задачи по физической химии. – М.Изд-во «Экзамен», 2003 г. – 320с. Б – Бурухин С.Б. Основные закономерности физико-химических процессов. – Обнинск, 2001 г.					

Варианты индивидуальных домашних заданий по разделу 4 (7 семестр).

Раздел 4. «Химическая кинетика»

№ темы.	Содержание задания *: задача №				
1.	5 (с.32) 9	9 (с.33)	10 (с.33)	16 (с.35)	19 (с.35)
2.	37 (с.38)	39 (с.38)	43 (с.39)	46 (с.40)	50 (с.41)
3.	54 (с.42)	56 (с.42)	58 (с.43)	59 (с.43)	61 (с.44)
4.	3 (с.96)	4 (с.96)	23 (с.99)	62 (с.44)	67 (с.45)
5.	2 (с.136)	6 (с.137)	7 (с.138)	11 (с.139)	15 (с.140)
6.	22 (с.214)	23 (с.214)	34 (с.215)	36 (с.215)	37 (с.215)
7.	53 (с.217)	63 (с.219)	64 (с.219)	65 (с.219)	99 (с.225)
* - Байрамов В.М. Химическая кинетика и катализа: Примеры и задачи с решениями. М.: Издательский центр «Академия». 2003. 320 с					

б) Оценивается успешность выполнения ИДЗ по следующим критериям:
 правильно выстроенная логическая последовательность при решении задачи;
 отсутствие ошибок при использовании теоретических соотношений при решении задач;
 правильно используется размерность физических величин;
 полнота и логичность изложения представленного решения задачи;
 способность решить аналогичную (но более простую задачу), предложенную преподавателем при защите домашнего задания в его присутствии, либо способность вывести использованные в задаче соотношения.

в) описание шкалы оценивания:

Максимальный балл за индивидуальное домашнее задание – 5. Каждая правильно решенная задача оценивается в 1 балл (максимально – 5 баллов).

4.5 Контрольные работы

Оценочное средство № 6

а) типовые варианты для контрольных работ

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ АВТОНОМНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«Национальный исследовательский ядерный университет «МИФИ»
Обнинский институт атомной энергетики –
филиал федерального государственного автономного образовательного учреждения высшего образования
«Национальный исследовательский ядерный университет «МИФИ»
(ИАТЭ НИЯУ МИФИ)

ОТДЕЛЕНИЕ БИОТЕХНОЛОГИЙ

Направление **04.03.01 «Химия»**

Образовательная программа **«Аналитическая химия»**

Дисциплина **Физическая химия**

Комплект заданий для контрольной работы

Тема: Химическая кинетика

Билет 1.

1. Дать определение понятиям: скорость химической реакции, механизм реакции, период полупревращения, простая (сложная) реакция. - **1 балл**
2. Для реакции, протекающей в жидкой фазе,
$$\text{H}_3\text{AsO}_4 + 2\text{H}^+ + 3\text{I}^- \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_3 + \text{I}_3^- + \text{H}_2\text{O}$$
выразите скорость процесса через изменения количеств каждого из участвующих в реакции веществ. - **2 балла**
3. Укажите порядок приведенных ниже реакций отдельно по веществам и в целом: - **2 балла**
 - а) $2\text{A} \rightarrow 4\text{B} + \text{C}$, $-\text{dC}_\text{A}/\text{dt} = k\text{C}_\text{A}$
 - б) $2\text{A} + \text{B} \rightarrow 2\text{C} + \text{D} + \text{B}$, $-\text{dC}_\text{A}/\text{dt} = k\text{C}_\text{A}\text{C}_\text{B}$
4. Выведите выражение для константы скорости реакции нулевого порядка. Укажите размерность константы. – **2 балла**
5. Можно ли по виду уравнения химической реакции определить: а) порядок реакции, б) механизм реакции, в) молекулярность реакции? - **2 балла**
6. Перечислить методы определения порядков реакции. – **1 балл**

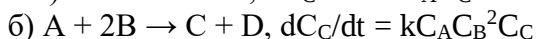
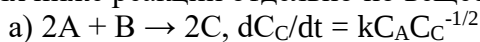
Билет 2.

1. Что такое средняя и истинная скорость химической реакции, как они связаны между собой? Как их можно определить графически?
2. Как выражается скорость элементарной реакции $\text{C}_2\text{H}_5\text{Br} + \text{OH}^- \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{Br}^-$ через концентрации этанола и щелочи?
3. Укажите порядок приведенных ниже реакций отдельно по веществам и в целом:
 - а) $2\text{A} + \text{B} \rightarrow 2\text{C}$, $\text{dC}_\text{C}/\text{dt} = k\text{C}_\text{A}^2\text{C}_\text{B}$
 - б) $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{C}$, $\text{dC}_\text{C}/\text{dt} = k\text{C}_\text{A}\text{C}_\text{B}^{-1}$

4. Выведите выражение для константы скорости реакции первого порядка. Укажите размерность константы.
5. Что такое кинетическое уравнение?
6. Графический метод определения порядка реакции.

Билет 3.

1. Что такое молекулярность и порядок химической реакции? Совпадает ли порядок реакции с ее молекулярностью?
2. Во сколько раз увеличится скорость прямой и обратной элементарных реакций $A \leftrightarrow 2D$ в газовой фазе при увеличении давления в 3 раза?
3. Укажите порядок приведенных ниже реакций отдельно по веществам и в целом:



4. Выведите выражение для константы скорости реакции второго порядка. Укажите размерность константы.
5. Что такое кинетическая кривая?
6. Как определить методом подстановки порядок реакции.

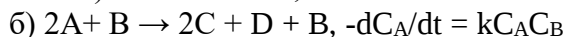
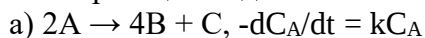
Билет 4.

1. От чего зависит: а) скорость химической реакции, б) константа скорости химической реакции?
2. Скорость реакции второго порядка $A + B \rightarrow D$ равна $2.7 \cdot 10^{-7}$ моль·л⁻¹·с⁻¹ при концентрациях веществ А и В, соответственно, $3.0 \cdot 10^{-3}$ моль·л⁻¹ и 2.0 моль·л⁻¹. 3. Рассчитайте константу скорости.
3. Чему равен общий порядок элементарных реакций: а) $Cl + H_2 \rightarrow HCl + H$; б) $2NO + Cl_2 \rightarrow 2NOCl$?
4. Выведите выражение для константы скорости реакции второго порядка. Укажите размерность константы.
5. как определить порядок реакции по периоду полупревращения.
6. В чем заключается различие понятий «порядок» и «молекулярность» химической реакции? В каком случае эти величины могут быть равны?

Билет 5.

1. Дать определение понятиям: скорость химической реакции, механизм реакции, период полупревращения, простая (сложная) реакция.
2. Для реакции, протекающей в жидкой фазе,

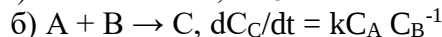
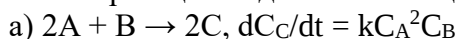
$$H_3AsO_4 + 2H^+ + 3I^- \rightarrow H_3AsO_3 + I_3^- + H_2O$$
выразите скорость процесса через изменения количеств каждого из участвующих в реакции веществ.
3. Укажите порядок приведенных ниже реакций отдельно по веществам и в целом:



4. Выведите выражение для константы скорости реакции нулевого порядка. Укажите размерность константы.
5. Можно ли по виду уравнения химической реакции определить: а) порядок реакции, б) механизм реакции, в) молекулярность реакции?
6. Перечислить методы определения порядков реакции.

Билет 6.

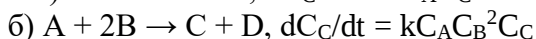
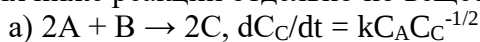
1. Что такое средняя и истинная скорость химической реакции, как они связаны между собой? Как их можно определить графически?
2. Как выражается скорость элементарной реакции $C_2H_5Br + OH^- \rightarrow C_2H_5OH + Br^-$ через концентрации этанола и щелочи?
3. Укажите порядок приведенных ниже реакций отдельно по веществам и в целом:



4. Выведите выражение для константы скорости реакции первого порядка. Укажите размерность константы.
5. Что такое кинетическое уравнение?
6. Графический метод определения порядка реакции.

Билет 7.

1. Что такое молекулярность и порядок химической реакции? Совпадает ли порядок реакции с ее молекулярностью?
2. Во сколько раз увеличится скорость прямой и обратной элементарных реакций $A \leftrightarrow 2D$ в газовой фазе при увеличении давления в 3 раза?
3. Укажите порядок приведенных ниже реакций отдельно по веществам и в целом:



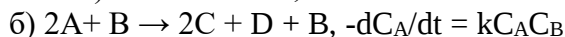
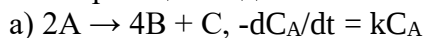
4. Выведите выражение для константы скорости реакции второго порядка. Укажите размерность константы.
5. Что такое кинетическая кривая?
6. Как определить методом подстановки порядок реакции.

Билет 8.

1. От чего зависит: а) скорость химической реакции, б) константа скорости химической реакции?
2. Скорость реакции второго порядка $A + B \rightarrow D$ равна $2.7 \cdot 10^{-7}$ моль·л⁻¹·с⁻¹ при концентрациях веществ А и В, соответственно, $3.0 \cdot 10^{-3}$ моль·л⁻¹ и 2.0 моль·л⁻¹. 3. Рассчитайте константу скорости.
3. Чему равен общий порядок элементарных реакций: а) $Cl + H_2 \rightarrow HCl + H$; б) $2NO + Cl_2 \rightarrow 2NOCl$?
4. Выведите выражение для константы скорости реакции второго порядка. Укажите размерность константы.
5. как определить порядок реакции по периоду полупревращения.
6. В чем заключается различие понятий «порядок» и «молекулярность» химической реакции? В каком случае эти величины могут быть равны?

Билет 9.

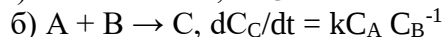
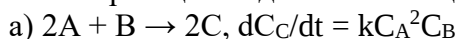
1. Дать определение понятиям: скорость химической реакции, механизм реакции, период полупревращения, простая (сложная) реакция.
2. Для реакции, протекающей в жидкой фазе,
 $H_3AsO_4 + 2H^+ + 3I^- \rightarrow H_3AsO_3 + I_3^- + H_2O$
выразите скорость процесса через изменения количеств каждого из участвующих в реакции веществ.
3. Укажите порядок приведенных ниже реакций отдельно по веществам и в целом:



4. Выведите выражение для константы скорости реакции нулевого порядка. Укажите размерность константы.
5. Можно ли по виду уравнения химической реакции определить: а) порядок реакции, б) механизм реакции, в) молекулярность реакции?
6. Перечислить методы определения порядков реакции.

Билет 10.

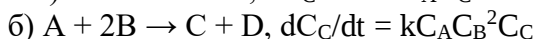
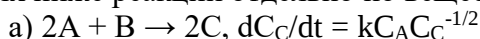
1. Что такое средняя и истинная скорость химической реакции, как они связаны между собой? Как их можно определить графически?
2. Как выражается скорость элементарной реакции $C_2H_5Br + OH^- \rightarrow C_2H_5OH + Br^-$ через концентрации этанола и щелочи?
3. Укажите порядок приведенных ниже реакций отдельно по веществам и в целом:



4. Выведите выражение для константы скорости реакции первого порядка. Укажите размерность константы.
5. Что такое кинетическое уравнение?
6. Графический метод определения порядка реакции.

Билет 11.

1. Что такое молекулярность и порядок химической реакции? Совпадает ли порядок реакции с ее молекулярностью?
2. Во сколько раз увеличится скорость прямой и обратной элементарных реакций $A \leftrightarrow 2D$ в газовой фазе при увеличении давления в 3 раза?
3. Укажите порядок приведенных ниже реакций отдельно по веществам и в целом:



4. Выведите выражение для константы скорости реакции второго порядка. Укажите размерность константы.
5. Что такое кинетическая кривая?
6. Как определить методом подстановки порядок реакции.

Билет 12.

1. От чего зависит: а) скорость химической реакции, б) константа скорости химической реакции?
2. Скорость реакции второго порядка $A + B \rightarrow D$ равна $2.7 \cdot 10^{-7}$ моль·л⁻¹·с⁻¹ при концентрациях веществ А и В, соответственно, $3.0 \cdot 10^{-3}$ моль·л⁻¹ и 2.0 моль·л⁻¹. 3. Рассчитайте константу скорости.
3. Чему равен общий порядок элементарных реакций: а) $Cl + H_2 \rightarrow HCl + H$; б) $2NO + Cl_2 \rightarrow 2NOCl$?
4. Выведите выражение для константы скорости реакции второго порядка. Укажите размерность константы.
5. как определить порядок реакции по периоду полупревращения.
6. В чем заключается различие понятий «порядок» и «молекулярность» химической реакции? В каком случае эти величины могут быть равны?

Тема: Электрохимия

Контрольная работа 1

Билет 1.

1. Рассчитайте тепловой эффект кристаллической решетки гидроксида лития при 298 К, используя термодинамический цикл Борна – Габер и следующие значения, кДж·моль⁻¹: энтальпия образования $LiH_{(T)} \Delta_f H^0 = -90,5$; энтальпия сублимации лития $\Delta_{субл} H^0 = 148,0$; энтальпия диссоциации водорода $\Delta_{дис} H^0 = 432,0$; потенциал ионизации лития $E_{и,1} = 520,3$; сродство электрона к атомарному водороду $E_{с.э.} = -72,8$. – **1 балл**

2. Определите энергию гидратации ионов Na^+ и Cl^- при 25°C по термодинамическому циклу с учетом теплоты растворения $\Delta_{раст} H = 3,89$ кДж·моль⁻¹ и теплового эффекта кристаллической решетки каменной соли $\Delta H_T(298K) = 788,3$ кДж·моль⁻¹. – **1 балл**

3. Средний ионный коэффициент активности 0,6m водного раствора K_3PO_4 при 298 К равен 0,164. Рассчитайте среднюю ионную моляльность, среднюю и общую активность электролита, изменение энергии Гиббса при разбавлении раствора до моляльности 0,2m, $\gamma_{\pm} = 0,244$. – **2 балла**

4. Рассчитайте pH следующих водных растворов при 298 К: а) 0,02 М HBr; б) 0,02 М HBr + 0,08 М KBr. – **2 балла**

5. Определите растворимость гидроксида бария в воде при 298 К, используя значение $pK^0 = 2,3$. – **2**

6. Определите растворимость нитрита серебра при 298 К, зная $pK^0_s = 3,8$: а) в воде; б) 0,02 М растворе KNO_2 ; в) 0,02 М растворе K_2SO_4 . – **2 балла**

Билет 2.

1. Определите тепловой эффект кристаллической решетки хлорида лития при 298 К, используя цикл Борна – Габер и данные, $\text{кДж}\cdot\text{моль}^{-1}$: энтальпия возгонки лития $\Delta H_{\text{субл}}^0 = 148,0$; энтальпия диссоциации хлора $\Delta_{\text{дис}}H^0 = 242,68$; потенциал ионизации лития $E_{\text{и},1} = 520,3$; сродство электрона к атомарному хлору $E_{\text{с.э.}} = -349,0$; теплота образования $\text{LiCl}_{(\text{T})}\Delta_f H^0 = -408,27$.

2. Рассчитайте для ионов лития и фтора при 298 К энергию гидратации по термодинамическому циклу с учетом теплоты растворения $\Delta_{\text{раст}}H = 4,6 \text{ кДж}\cdot\text{моль}^{-1}$ и теплового эффекта кристаллической решетки $\Delta H_{\text{T}}(298\text{K}) = 1033,7 \text{ кДж}\cdot\text{моль}^{-1}$.

3. Определите среднюю ионную моляльность, среднюю и общую активность 0,9m водного раствора $\text{Th}(\text{NO}_3)_4$ при 298 К, зная его коэффициент активности $\gamma_{\pm} = 0,409$. Чему равно изменение энергии Гиббса при разбавлении раствора до моляльности 0,1m ($\gamma_{\pm} = 0,279$)?

4. Найдите значение pH следующих водных растворов при 298 К: а) 0,1 М HClO_4 ;

б) 0,1 М $\text{HClO} + 0,02 \text{ М Mg}(\text{ClO}_4)_2$.

5. Найдите значение растворимости хлорида серебра в воде при 298 К, если $\text{pK}_s^0 = 9,75$.

6. Вычислите растворимость сульфида серебра при 298 К, зная $\text{pK}_s^0 = 49,4$: а) в воде;

б) 10^{-3} М AgNO_3 ; в) 10^{-3} М KNO_3 .

Билет 3.

1. Вычислите тепловой эффект кристаллической решетки фторида натрия при 298 К на основании цикла Борна – Габер, используя данные, $\text{кДж}\cdot\text{моль}^{-1}$: теплота образования $\text{NaF}_{(\text{T})}\Delta_f H^0 = -573,63$; энтальпия сублимации натрия $\Delta H_{\text{субл}}^0 = 108,70$; энтальпия диссоциации фтора $\Delta_{\text{дис}}H^0 = 159,0$; потенциал ионизации натрия $E_{\text{и},1} = 520,3$; сродство электрона к атомарному фтору $E_{\text{с.э.}} = -328,0$.

2. Определите энергию гидратации ионов Na^+ и Cl^- при 25°C по термодинамическому циклу с учетом теплоты растворения $\Delta_{\text{раст}}H = 3,89 \text{ кДж}\cdot\text{моль}^{-1}$ и теплового эффекта кристаллической решетки каменной соли $\Delta H_{\text{T}}(298\text{K}) = 788,3 \text{ кДж}\cdot\text{моль}^{-1}$.

3. Вычислите среднюю и общую активность 20,0m водного раствора хлорида лития при 298 К, зная величину его коэффициента активности $\gamma_{\pm} = 62,4$. Найдите изменение энергии Гиббса при разбавлении раствора до моляльности 0,1m ($\gamma_{\pm} = 0,803$).

4. Вычислите степень диссоциации и pH 10^{-3} М водного раствора цианистоводородной кислоты HCN , если $\text{pK}_a = 9,3$.

5. Найдите значение растворимости сульфата ртути в воде при 298 К, если $\text{pK}_s^0 = 6,2$

6. Вычислите растворимость бромида серебра при 298 К, зная $\text{pK}_s^0 = 12,3$: а) в воде; б) в 0,01M растворе бромида калия; в) в 0,01 М растворе нитрата калия.

Билет 4.

1. Найдите значение теплового эффекта кристаллической решетки хлорида калия при 298 К, используя данные, $\text{кДж}\cdot\text{моль}^{-1}$: теплота образования $\text{KCl}_{(\text{T})}\Delta_f H^0 = -436,84$; энтальпия возгонки калия $\Delta H_{\text{субл}}^0 = 89,0$; тепловой эффект диссоциации хлора $\Delta_{\text{дис}}H^0 = 242,60$; потенциал ионизации калия $E_{\text{и},1} = 419,0$; сродство хлора к электрону $E_{\text{с.э.}} = -349,0$.

2. Рассчитайте энергию гидратации ионов Rb^+ и I^- при 25°C по термодинамическому циклу из экспериментальных значений теплоты растворения $\Delta_{\text{раст}}H = 27,2 \text{ кДж}\cdot\text{моль}^{-1}$ и теплового эффекта кристаллической решетки $\text{RbI} \Delta H_{\text{T}} = 629,7 \text{ кДж}\cdot\text{моль}^{-1}$.

3. Средний ионный коэффициент активности 10,0 моляльного водного раствора хлорида кальция при 298 К равен 43,0. Определите среднюю и общую активность электролита, изменение энергии Гиббса при разбавлении раствора до моляльности 0,01m ($\gamma_{\pm} = 0,731$).

4. Определите степень диссоциации и pH 10^{-2} М водного раствора хлорноватистой кислоты HClO , если $\text{pK}_a = 7,5$.

5. Найдите значение растворимости ацетата серебра в воде при 298 К, если $\text{pK}_s^0 = 2,7$.

6. Вычислите растворимость хлорида серебра при 298 К, зная $\text{pK}_s^0 = 9,75$: а) в воде; б) в 10^{-2} М растворе хлорида натрия; в) в 10^{-3} М растворе нитрата натрия.

Билет 5.

1. Определите тепловой эффект кристаллической решетки хлорида лития при 298 К, используя цикл Борна – Габер и данные, $\text{кДж}\cdot\text{моль}^{-1}$: энтальпия образования $\Delta_f H^0 \text{CaO}_{(\text{T})} = -635,1$;

$\text{Ca}_{(\text{г})} = -177,8$; $\text{O}_{(\text{г})} = 249,2$; потенциал первичной и вторичной ионизации кальция $E_{\text{и},1} = 589,8$; $E_{\text{и},2} = 1145,4$; сродство кислорода к электрону $E_{\text{с.э.}}(\text{O}) = -141,0$; $E_{\text{с.э.}}(\text{O}^-) = 851,0$.

2. Рассчитайте энергию по термодинамическому циклу из экспериментальных значений теплоты растворения в этаноле $\Delta_{\text{раст}}\text{H} = -32,05 \text{ кДж}\cdot\text{моль}^{-1}$ и теплового эффекта кристаллической решетки $\text{NaI} \Delta_{\text{H}_\text{т}} = 705,8 \text{ кДж}\cdot\text{моль}^{-1}$.

3. Рассчитайте среднюю и общую активность $0,9\text{m}$ водного раствора бромида цинка при 298 K , используя значение его коэффициента активности $\gamma_{\pm} = 0,809$. Оцените изменение энергии Гиббса при разбавлении раствора до моляльности $0,2\text{m}$ ($\gamma_{\pm} = 0,510$).

4. Рассчитайте степень диссоциации и pH 10^{-2} M водного раствора уксусной кислоты $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$, для которой $\text{pK}_\text{a} = 4,75$.

5. Найдите значение растворимости хлорида серебра в воде при 298 K , если $\text{pK}^0_\text{s} = 9,75$.

6. Вычислите растворимость сульфида серебра при 298 K , зная $\text{pK}^0_\text{s} = 49,4$: а) в воде; б) 10^{-3} M AgNO_3 ; в) 10^{-3} M KNO_3 .

Билет 6.

1. Оцените значение теплового эффекта кристаллической решетки фторида калия при 298 K , используя цикл Борна – Габер и данные, $\text{кДж}\cdot\text{моль}^{-1}$: теплота образования $\text{KF}_{(\text{т})} \Delta_{\text{f}}\text{H}^0 = -562,75$; энтальпия сублимации калия $\Delta_{\text{H}_{\text{субл}}}^0 = 89,0$; энтальпия диссоциации фтора $\Delta_{\text{дис}}\text{H}^0 = 159,0$; потенциал ионизации калия $E_{\text{и},1} = 419,0$; сродство фтора к электрону $E_{\text{с.э.}} = -328,0$.

2. Оцените энергию сольватации ионов Na^+ и I^- в метаноле при 25°C по термодинамическому циклу по экспериментальным значениям теплоты растворения в метаноле $\Delta_{\text{раст}}\text{H} = -32,05 \text{ кДж}\cdot\text{моль}^{-1}$ и теплового эффекта кристаллической решетки $\text{NaI} \Delta_{\text{H}_\text{т}} = 705,8 \text{ кДж}\cdot\text{моль}^{-1}$.

3. Средний ионный коэффициент активности $0,9\text{m}$ водного раствора сульфата хрома при 298 K равен $0,0194$. Вычислите среднюю ионную моляльность, среднюю и общую активность электролита, изменение энергии Гиббса при разбавлении раствора до моляльности $0,2\text{m}$ ($\gamma_{\pm} = 0,030$).

4. Рассчитайте pH следующих водных растворов при 298 K : а) $4\cdot 10^{-3} \text{ M HNO}_3$;

б) $4\cdot 10^{-3} \text{ M HNO}_3 + 2\cdot 10^{-3} \text{ M Ca(NO}_3)_2$.

5. Определите растворимость гидроксида бария в воде при 298 K , используя значение $\text{pK}^0 = 2,3$.

6. Определите растворимость нитрита серебра при 298 K , зная $\text{pK}^0_\text{s} = 3,8$: а) в воде;

б) $0,02 \text{ M}$ растворе KNO_2 ; в) $0,02 \text{ M}$ растворе K_2SO_4 .

Билет 7.

1. Рассчитайте тепловой эффект кристаллической решетки гидрида лития при 298 K , используя термодинамический цикл Борна – Габер и следующие значения, $\text{кДж}\cdot\text{моль}^{-1}$: энтальпия образования $\text{LiH}_{(\text{т})} \Delta_{\text{f}}\text{H}^0 = -90,5$; энтальпия сублимации лития $\Delta_{\text{H}_{\text{субл}}}^0 = 148,0$; энтальпия диссоциации водорода $\Delta_{\text{дис}}\text{H}^0 = 432,0$; потенциал ионизации лития $E_{\text{и},1} = 520,3$; сродство электрона к атомарному водороду $E_{\text{с.э.}} = -72,8$.

2. Определите энергию ионов Na^+ и Cl^- при 25°C по термодинамическому циклу с учетом теплоты растворения $\Delta_{\text{раст}}\text{H} = 3,89 \text{ кДж}\cdot\text{моль}^{-1}$ и теплового эффекта кристаллической решетки каменной соли $\Delta_{\text{H}_\text{т}}(298\text{K}) = 788,3 \text{ кДж}\cdot\text{моль}^{-1}$.

3. Средний ионный коэффициент активности $0,6\text{m}$ водного раствора K_3PO_4 при 298 K равен $0,164$. Рассчитайте среднюю ионную моляльность, среднюю и общую активность электролита, изменение энергии Гиббса при разбавлении раствора до моляльности $0,2\text{m}$, $\gamma_{\pm} = 0,244$.

4. Рассчитайте pH следующих водных растворов при 298 K : а) $0,02 \text{ M HBr}$; б) $0,02 \text{ M HBr} + 0,08 \text{ M KBr}$.

5. Найдите значение растворимости сульфата ртути в воде при 298 K , если $\text{pK}^0_\text{s} = 6,2$.

6. Вычислите растворимость бромида серебра при 298 K , зная $\text{pK}^0_\text{s} = 12,3$: а) в воде; б) в $0,01\text{M}$ растворе бромида калия; в) в $0,01 \text{ M}$ растворе нитрата калия.

Билет 8.

1. Определите тепловой эффект кристаллической решетки хлорида лития при 298 K , используя цикл Борна – Габер и данные, $\text{кДж}\cdot\text{моль}^{-1}$: энтальпия возгонки лития $\Delta_{\text{H}_{\text{субл}}}^0 = 148,0$; энтальпия

диссоциации хлора $\Delta_{\text{дис}}H^0 = 242,68$; потенциал ионизации лития $E_{\text{и},1} = 520,3$; сродство электрона к атомарному хлору $E_{\text{с.э.}} = -349,0$; теплота образования $\text{LiCl}_{(\text{T})}\Delta_f H^0 = -408,27$.

2. Рассчитайте для ионов лития и фтора при 298 К энергию гидратации по термодинамическому циклу с учетом теплоты растворения $\Delta_{\text{раст}}H = 4,6 \text{ кДж}\cdot\text{моль}^{-1}$ и теплового эффекта кристаллической решетки $\Delta H_{\text{T}}(298\text{K}) = 1033,7 \text{ кДж}\cdot\text{моль}^{-1}$.

3. Определите среднюю ионную моляльность, среднюю и общую активность 0,9m водного раствора $\text{Th}(\text{NO}_3)_4$ при 298 К, зная его коэффициент активности $\gamma_{\pm} = 0,409$. Чему равно изменение энергии Гиббса при разбавлении раствора до моляльности 0,1m ($\gamma_{\pm} = 0,279$)?

4. Найдите значение pH следующих водных растворов при 298 К: а) 0,1 М HClO_4 ; б) 0,1 М $\text{HClO} + 0,02 \text{ М Mg}(\text{ClO}_4)_2$.

5. Найдите значение растворимости ацетата серебра в воде при 298 К, если $\text{pK}^0_{\text{с}} = 2,7$.

6. Вычислите растворимость хлорида серебра при 298 К, зная $\text{pK}^0_{\text{с}} = 9,75$: а) в воде; б) в 10^{-2} М растворе хлорида натрия; в) в 10^{-3} М растворе нитрата натрия.

Билет 9.

1. Вычислите тепловой эффект кристаллической решетки фторида натрия при 298 К на основании цикла Борна – Габер, используя данные, $\text{кДж}\cdot\text{моль}^{-1}$: теплота образования $\text{NaF}_{(\text{T})}\Delta_f H^0 = -573,63$; энтальпия сублимации натрия $\Delta H_{\text{субл}}^0 = 108,70$; энтальпия диссоциации фтора $\Delta_{\text{дис}}H^0 = 159,0$; потенциал ионизации натрия $E_{\text{и},1} = 520,3$; сродство электрона к атомарному фтору $E_{\text{с.э.}} = -328,0$.

2. Определите энергию гидратации ионов Na^+ и Cl^- при 25°C по термодинамическому циклу с учетом теплоты растворения $\Delta_{\text{раст}}H = 3,89 \text{ кДж}\cdot\text{моль}^{-1}$ и теплового эффекта кристаллической решетки каменной соли $\Delta H_{\text{T}}(298\text{K}) = 788,3 \text{ кДж}\cdot\text{моль}^{-1}$.

3. Вычислите среднюю и общую активность 20,0m водного раствора хлорида лития при 298 К, зная величину его коэффициента активности $\gamma_{\pm} = 62,4$. Найдите изменение энергии Гиббса при разбавлении раствора до моляльности 0,1m ($\gamma_{\pm} = 0,803$).

4. Вычислите степень диссоциации и pH 10^{-3} М водного раствора цианистоводородной кислоты HCN , если $\text{pK}_{\text{а}} = 9,3$.

5. Найдите значение растворимости хлорида серебра в воде при 298 К, если $\text{pK}^0_{\text{с}} = 9,75$.

6. Вычислите растворимость сульфида серебра при 298 К, зная $\text{pK}^0_{\text{с}} = 49,4$: а) в воде; б) 10^{-3} М AgNO_3 ; в) 10^{-3} М KNO_3 .

Билет 10.

1. Найдите значение теплового эффекта кристаллической решетки хлорида калия при 298 К, используя данные, $\text{кДж}\cdot\text{моль}^{-1}$: теплота образования $\text{KCl}_{(\text{T})}\Delta_f H^0 = -436,84$; энтальпия возгонки калия $\Delta H_{\text{субл}}^0 = 89,0$; тепловой эффект диссоциации хлора $\Delta_{\text{дис}}H^0 = 242,60$; потенциал ионизации калия $E_{\text{и},1} = 419,0$; сродство хлора к электрону $E_{\text{с.э.}} = -349,0$.

2. Рассчитайте энергию гидратации ионов Rb^+ и I^- при 25°C по термодинамическому циклу из экспериментальных значений теплоты растворения $\Delta_{\text{раст}}H = 27,2 \text{ кДж}\cdot\text{моль}^{-1}$ и теплового эффекта кристаллической решетки RbI $\Delta H_{\text{T}} = 629,7 \text{ кДж}\cdot\text{моль}^{-1}$.

3. Средний ионный коэффициент активности 10,0 моляльного водного раствора хлорида кальция при 298 К равен 43,0. Определите среднюю и общую активность электролита, изменение энергии Гиббса при разбавлении раствора до моляльности 0,01m ($\gamma_{\pm} = 0,731$).

4. Определите степень диссоциации и pH 10^{-2} М водного раствора хлорноватистой кислоты HClO , если $\text{pK}_{\text{а}} = 7,5$.

5. Определите растворимость гидроксида бария в воде при 298 К, используя значение $\text{pK}^0 = 2,3$.

6. Определите растворимость нитрита серебра при 298 К, зная $\text{pK}^0_{\text{с}} = 3,8$: а) в воде; б) 0,02 М растворе KNO_2 ; в) 0,02 М растворе K_2SO_4 .

Билет 11.

1. Определите тепловой эффект кристаллической решетки хлорида лития при 298 К, используя цикл Борна – Габер и данные, $\text{кДж}\cdot\text{моль}^{-1}$: энтальпия образования $\Delta_f H^0 \text{CaO}_{(\text{T})} = -635,1$; $\text{Ca}_{(\text{г})} = -177,8$; $\text{O}_{(\text{г})} = 249,2$; потенциал первичной и вторичной ионизации кальция $E_{\text{и},1} = 589,8$; $E_{\text{и},2} = 1145,4$; сродство кислорода к электрону $E_{\text{с.э.}}(\text{O}) = -141,0$; $E_{\text{с.э.}}(\text{O}^-) = 851,0$.

2. Рассчитайте энергию ионов Na^+ и I^- в этаноле при 25°C по термодинамическому циклу из экспериментальных значений теплоты растворения в этаноле $\Delta_{\text{раст}}H = -32,05 \text{ кДж}\cdot\text{моль}^{-1}$ и теплового эффекта кристаллической решетки NaI $\Delta H_{\text{T}} = 705,8 \text{ кДж}\cdot\text{моль}^{-1}$.

3. Рассчитайте среднюю и общую активность $0,9\text{m}$ водного раствора бромида цинка при 298 K , используя значение его коэффициента активности $\gamma_{\pm} = 0,809$. Оцените изменение энергии Гиббса при разбавлении раствора до моляльности $0,2\text{m}$ ($\gamma_{\pm} = 0,510$).

4. Рассчитайте степень диссоциации и pH 10^{-2} M водного раствора уксусной кислоты $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$, для которой $\text{pK}_{\text{a}} = 4,75$.

5. Найдите значение растворимости сульфата ртути в воде при 298 K , если $\text{pK}_{\text{s}}^0 = 6,2$

6. Вычислите растворимость бромида серебра при 298 K , зная $\text{pK}_{\text{s}}^0 = 12,3$: а) в воде; б) в $0,01\text{M}$ растворе бромида калия; в) в $0,01 \text{ M}$ растворе нитрата калия.

Билет 12.

1. Оцените значение теплового эффекта кристаллической решетки фторида калия при 298 K , используя цикл Борна – Габер и данные, $\text{кДж}\cdot\text{моль}^{-1}$: теплота образования $\text{KF}_{(\text{T})}$ $\Delta_f H^0 = -562,75$; энтальпия сублимации калия $\Delta H_{\text{субл}}^0 = 89,0$; энтальпия диссоциации фтора $\Delta_{\text{дис}} H^0 = 159,0$; потенциал ионизации калия $E_{\text{и},1} = 419,0$; сродство фтора к электрону $E_{\text{с.э.}} = -328,0$.

2. Оцените энергию ионов Na^+ и I^- в метаноле при 25°C по термодинамическому циклу по экспериментальным значениям теплоты растворения в метаноле $\Delta_{\text{раст}}H = -32,05 \text{ кДж}\cdot\text{моль}^{-1}$ и теплового эффекта кристаллической решетки NaI $\Delta H_{\text{T}} = 705,8 \text{ кДж}\cdot\text{моль}^{-1}$.

3. Средний ионный коэффициент активности $0,9\text{m}$ водного раствора сульфата хрома при 298 K равен $0,0194$. Вычислите среднюю ионную моляльность, среднюю и общую активность электролита, изменение энергии Гиббса при разбавлении раствора до моляльности $0,2\text{m}$ ($\gamma_{\pm} = 0,030$).

4. Рассчитайте pH следующих водных растворов при 298 K : а) $4\cdot 10^{-3} \text{ M HNO}_3$; б) $4\cdot 10^{-3} \text{ M HNO}_3 + 2\cdot 10^{-3} \text{ M Ca(NO}_3)_2$.

5. Найдите значение растворимости ацетата серебра в воде при 298 K , если $\text{pK}_{\text{s}}^0 = 2,7$.

6. Вычислите растворимость хлорида серебра при 298 K , зная $\text{pK}_{\text{s}}^0 = 9,75$: а) в воде; б) в 10^{-2} M растворе хлорида натрия; в) в 10^{-3} M растворе нитрата натрия.

Билет 13.

1. Рассчитайте тепловой эффект кристаллической решетки гидрида лития при 298 K , используя термодинамический цикл Борна – Габер и следующие значения, $\text{кДж}\cdot\text{моль}^{-1}$: энтальпия образования $\text{LiH}_{(\text{T})}$ $\Delta_f H^0 = -90,5$; энтальпия сублимации лития $\Delta H_{\text{субл}}^0 = 148,0$; энтальпия диссоциации водорода $\Delta_{\text{дис}} H^0 = 432,0$; потенциал ионизации лития $E_{\text{и},1} = 520,3$; сродство электрона к атомарному водороду $E_{\text{с.э.}} = -72,8$.

2. Определите энергию и энтальпию гидратации ионов Na^+ и Cl^- при 25°C по термодинамическому циклу с учетом теплоты растворения $\Delta_{\text{раст}}H = 3,89 \text{ кДж}\cdot\text{моль}^{-1}$ и теплового эффекта кристаллической решетки каменной соли $\Delta H_{\text{T}}(298\text{K}) = 788,3 \text{ кДж}\cdot\text{моль}^{-1}$ при $\epsilon = 78,3$; $(\partial\epsilon/\partial T)_p = -0,356 \text{ K}^{-1}$; $r_{\text{Na}^+} = 0,095 \text{ нм}$ и $r_{\text{Cl}^-} = 0,181 \text{ нм}$.

3. Средний ионный коэффициент активности $0,6\text{m}$ водного раствора K_3PO_4 при 298 K равен $0,164$. Рассчитайте среднюю ионную моляльность, среднюю и общую активность электролита, изменение энергии Гиббса при разбавлении раствора до моляльности $0,2\text{m}$, $\gamma_{\pm} = 0,244$.

4. Рассчитайте pH следующих водных растворов при 298 K : а) $0,02 \text{ M HBr}$; б) $0,02 \text{ M HBr} + 0,08 \text{ M KBr}$.

5. Найдите значение растворимости хлорида серебра в воде при 298 K , если $\text{pK}_{\text{s}}^0 = 9,75$.

6. Вычислите растворимость сульфида серебра при 298 K , зная $\text{pK}_{\text{s}}^0 = 49,4$: а) в воде; б) 10^{-3} M AgNO_3 ; в) 10^{-3} M KNO_3 .

Билет 14.

1. Определите тепловой эффект кристаллической решетки хлорида лития при 298 K , используя цикл Борна – Габер и данные, $\text{кДж}\cdot\text{моль}^{-1}$: энтальпия возгонки лития $\Delta H_{\text{субл}}^0 = 148,0$; энтальпия диссоциации хлора $\Delta_{\text{дис}} H^0 = 242,68$; потенциал ионизации лития $E_{\text{и},1} = 520,3$; сродство электрона к атомарному хлору $E_{\text{с.э.}} = -349,0$; теплота образования $\text{LiCl}_{(\text{T})}$ $\Delta_f H^0 = -408,27$.

2. Рассчитайте для ионов лития и фтора при 298 К энергию гидратации из термодинамического цикла с учетом теплоты растворения $\Delta_{\text{раст}}H = 4,6 \text{ кДж}\cdot\text{моль}^{-1}$ и теплового эффекта кристаллической решетки $\Delta H_{\text{т}}(298\text{К}) = 1033,7 \text{ кДж}\cdot\text{моль}^{-1}$.

3. Определите среднюю ионную моляльность, среднюю и общую активность 0,9m водного раствора $\text{Th}(\text{NO}_3)_4$ при 298 К, зная его коэффициент активности $\gamma_{\pm} = 0,409$. Чему равно изменение энергии Гиббса при разбавлении раствора до моляльности 0,1m ($\gamma_{\pm} = 0,279$)?

4. Найдите значение pH следующих водных растворов при 298 К: а) 0,1 М HClO_4 ; б) 0,1 М $\text{HClO} + 0,02 \text{ М Mg}(\text{ClO}_4)_2$. 27. Найдите значения потенциальной энергии взаимодействия ионов меди с ионной атмосферой в 10^{-3} М растворах сульфатов при 298 К в метаноле ($\epsilon = 32,7$).

5. Определите растворимость гидроксида бария в воде при 298 К, используя значение $\text{pK}^0 = 2,3$.

6. Определите растворимость нитрита серебра при 298 К, зная $\text{pK}^0_{\text{с}} = 3,8$: а) в воде; б) 0,02 М растворе KNO_2 ; в) 0,02 М растворе K_2SO_4 .

Билет 15.

1. Вычислите тепловой эффект кристаллической решетки фторида натрия при 298 К на основании цикла Борна – Габера, используя данные, $\text{кДж}\cdot\text{моль}^{-1}$: теплота образования $\text{NaF}_{(\text{т})}\Delta_f H^0 = -573,63$; энтальпия сублимации натрия $\Delta H_{\text{субл}}^0 = 108,70$; энтальпия диссоциации фтора $\Delta_{\text{дис}} H^0 = 159,0$; потенциал ионизации натрия $E_{\text{и},1} = 520,3$; сродство электрона к атомарному фтору $E_{\text{с.э.}} = -328,0$.

2. Определите энергию гидратации ионов Na^+ и Cl^- при 25°C по термодинамическому циклу с учетом теплоты растворения $\Delta_{\text{раст}}H = 3,89 \text{ кДж}\cdot\text{моль}^{-1}$ и теплового эффекта кристаллической решетки каменной соли $\Delta H_{\text{т}}(298\text{К}) = 788,3 \text{ кДж}\cdot\text{моль}^{-1}$.

3. Вычислите среднюю и общую активность 20,0m водного раствора хлорида лития при 298 К, зная величину его коэффициента активности $\gamma_{\pm} = 62,4$. Найдите изменение энергии Гиббса при разбавлении раствора до моляльности 0,1m ($\gamma_{\pm} = 0,803$).

4. Вычислите степень диссоциации и pH 10^{-3} М водного раствора цианистоводородной кислоты HCN , если $\text{pK}_a = 9,3$.

5. Найдите значение растворимости сульфата ртути в воде при 298 К, если $\text{pK}^0_{\text{с}} = 6,2$

6. Вычислите растворимость бромида серебра при 298 К, зная $\text{pK}^0_{\text{с}} = 12,3$: а) в воде; б) в 0,01М растворе бромида калия; в) в 0,01 М растворе нитрата калия.

Контрольная работа 2

Вариант 1.

1. Найдите удельную электропроводность раствора, содержащего 0,1 М бромид бария и кислоту HBr ; pH 0. Предельные подвижности ионов: $\lambda^0(1/2 \text{ Ba}^{2+}) = 63,6 \cdot 10^{-4}$, $\lambda^0(\text{H}^+) = 350 \cdot 10^{-4}$ и $\lambda^0(\text{Br}^-) = 78,1 \cdot 10^{-4} \text{ См} \cdot \text{м}^2/\text{моль}$.

2. Представьте схематически электрохимические цепи, в которых самопроизвольно протекают указанные ниже реакции. Вычислите по справочным данным при 25 °С стандартные значения ЭДС элемента, изменения энергии Гиббса и константу равновесия реакции:

а) $\text{Co} + \text{Sn}^{2+} \leftrightarrow \text{Co}^{2+} + \text{Sn}$; б) $\text{Ni} + 2\text{AgCl} \leftrightarrow \text{NiCl}_2 + 2\text{Ag}$

3. Раствор, содержащий 0,75% нитрата серебра, подвергнут электролизу в аппарате Гитторфа с серебряными электродами. После электролиза в анодном пространстве обнаружено 0,291 г AgNO_3 в 30 г H_2O , на катоде осадилось 0,0756 г серебра. Вычислите числа переноса ионов серебра и NO_3^- .

4. Определите ЭДС электрохимической цепи при температуре 298 К:

$\text{Pt}, \text{H}_2 | \text{масляная кислота (0,2 М)} || \text{муравьиная кислота (1,6 М)} | \text{H}_2, \text{Pt}$

Если известны значения констант диссоциации указанных кислот соответственно $\text{pK}_a = 4,821$ и $\text{pK}_a = 3,752$. Приняв равными единице давления (в бар) газообразного водорода в обоих электродах и коэффициенты активности ионов.

5. Напишите полуреакции, протекающие на электродах, и суммарную реакцию при работе электрохимической цепи. Получите уравнение для ЭДС цепи. Определите стандартное значение ЭДС при 25 °С. а) $\text{Ag} | \text{Ni} | \text{NiCl}_2 | \text{AgCl}, \text{Ag}$; б) $\text{Pt} | \text{CO}_2, \text{HCOOH} | \text{H}_2\text{SO}_4 | \text{H}_2, \text{Pt}$

6. Электрическое сопротивление ячейки для измерения электропроводности, наполненной 0,01 М раствором хлорида калия, равно 368 Ом при 298 К. Удельная электропроводность этого раствора 0,1413 См/м. Ячейку наполняют раствором нитрата кальция, концентрация которого равна C_1 , электросопротивление $R_1=12,84$ Ом. Затем добавляют к этому раствору хлорид кальция с концентрацией C_2 , электросопротивление суммарного раствора $R_2=9,61$ Ом. Найдите концентрации C_1 и C_2 . Данные о подвижностях возьмите в справочнике.

Вариант 2.

1. Рассчитайте удельную электропроводность раствора, состоящего из нитрата кальция ($C = 10^{-2}$ М) и азотной кислоты; pH 0,5. Предельные подвижности ионов, $\text{См} \cdot \text{м}^2/\text{моль}$: $\lambda^0(1/2 \text{Ca}^{2+}) = 59,5 \cdot 10^{-4}$, $\lambda^0(\text{H}^+) = 350 \cdot 10^{-4}$ и $\lambda^0(\text{NO}_3^-) = 71,5 \cdot 10^{-4}$.
2. При определении чисел переноса методом движущейся границы под действием тока силой 5,21 мА в течение 67 мин граница между 0,1 М раствором KCl и индикаторным раствором CdCl_2 прошла расстояние 4,64 см вдоль трубки диаметром 0,54 см. Рассчитайте число переноса, электрическую подвижность и подвижность иона калия, если удельная электропроводность 0,1 М KCl равна 1,29 См/м.
3. Представьте схематически электрохимические цепи, в которых самопроизвольно протекают указанные ниже реакции. Вычислите по справочным данным при 25 °С стандартные значения ЭДС элемента, изменения энергии Гиббса и константу равновесия реакции.
а) $\text{Sn}^{2+} + 2\text{Fe}^{3+} \leftrightarrow \text{Sn}^{4+} + 2\text{Fe}^{2+}$; б) $\text{Ag} + 1/2\text{Cl}_2 \leftrightarrow \text{AgCl}$
4. Определите ЭДС электрохимической цепи при температуре 298 К:
 $\text{Pt}, \text{H}_2 (\tilde{p}=1) | \text{NH}_4\text{OH} (0,8 \text{ М}) || \text{CH}_3\text{COOH} (0,3 \text{ М}) | (\tilde{p}=1) \text{H}_2, \text{Pt}$
Если известны значения констант диссоциации $K_d(\text{NH}_4\text{OH}) = 1,77 \cdot 10^{-5}$ и $\text{p}K_a = 4,757$. Приняв равными единице коэффициенты активности ионов.
5. Напишите электронно-ионные полуреакции, протекающие на электродах, и выражения соответствующих потенциалов для указанных ниже электродов. а) $\text{H}^+, \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}, \text{Cr}^{3+} | \text{Pt}$; б) $\text{SO}_4^{2-} | \text{PbSO}_4, \text{Pb}$
6. Электрическое сопротивление ячейки для измерения электропроводности, наполненной 0,02 М раствором хлорида калия, равно 155,5 Ом при 298 К. Удельная электропроводность этого раствора 0,2765 См/м. Ячейку наполняют раствором нитрата кобальта (2), концентрация которого равна C_1 , электросопротивление $R_1=3,43$ Ом. Затем добавляют к этому раствору второй нитрата натрия с концентрацией C_2 , электросопротивление суммарного раствора $R_2=2,65$ Ом. Найдите концентрации C_1 и C_2 . Данные о подвижностях возьмите в справочнике.

б) Критерии и шкала оценивания

Контрольная работа- письменное задание, предусматривающее самостоятельный ответ студента в свободной форме на поставленные вопросы. В качестве вопросов могут использоваться вопросы, входящие, как в план лекционных занятий, так и сформулированные преподавателем дополнительно в соответствии с тематикой лекционных занятий и/или темами, предусмотренными для самостоятельного изучения.

Время проведения контрольной работы – 90 мин на работу.

Оценка	Критерии оценки
--------	-----------------

Отлично 10 баллов	Студент должен: - продемонстрировать глубокое и прочное усвоение знаний программного материала; - исчерпывающе, последовательно, грамотно и логически стройно изложить теоретический материал; - правильно формулировать определения; - продемонстрировать умения самостоятельной работы с литературой; - уметь сделать выводы по излагаемому материалу.
Хорошо с 8 до 9 баллов	Студент должен: - продемонстрировать достаточно полное знание программного материала; - продемонстрировать знание основных теоретических понятий; достаточно последовательно, грамотно и логически стройно излагать материал; - продемонстрировать умение ориентироваться в литературе; - уметь сделать достаточно обоснованные выводы по излагаемому материалу.
Удовлетворительно с 6 до 7 баллов	Студент должен: продемонстрировать общее знание изучаемого материала; - показать общее владение понятийным аппаратом дисциплины; - уметь строить ответ в соответствии со структурой излагаемого вопроса; - знать основную рекомендуемую программой учебную литературу.
Неудовлетворительно с 0 до 86баллов	Студент должен: - незнание значительной части программного материала.

4.6 Задания для самостоятельной работы

Оценочное средство 7

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ АВТОНОМНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«Национальный исследовательский ядерный университет «МИФИ»

Обнинский институт атомной энергетики –

филиал федерального государственного автономного образовательного учреждения высшего образования
«Национальный исследовательский ядерный университет «МИФИ»

(ИАТЭ НИЯУ МИФИ)

ОТДЕЛЕНИЕ БИОТЕХНОЛОГИЙ

Направление **04.03.01 «Химия»**

Образовательная программа **«Аналитическая химия»**

Дисциплина **Физическая химия**

Комплект разноуровневых задач (заданий)

Первый закон термодинамики.

1. Определить работу обратимого изобарного расширения 5 моль идеального газа при его нагревании от 298 до 400⁰К.
2. Вывести, исходя из первого закона термодинамики, уравнение состояния идеального газа в адиабатическом процессе.
3. Используя определение энтальпии, доказать, что $C_{p,m} = C_{v,m} + R$.
4. Аргон, находящийся при давлении 1 атмосфера и температуре 25⁰С расширяется обратимо и адиабатически от 0,5 до 1 дм³. Какова его конечная температура; сколько работы проделано системой в процессе её расширения; каково изменение внутренней энергии?
5. Два моль аргона в цилиндре сечением 5 см³ при давлении 5 атмосфер расширяется адиабатически против внешнего давления 1 атм. Во время расширения аргон отодвигает поршень на 10 см. Начальная температура газа 300⁰К. Какова его конечная температура? Какова совершённая при расширении газа работа? Каково изменение внутренней энергии?
6. При 25⁰С и 1013 гПа в сосуде находится 1кг N₂. Вычислить теплоту, работу и изменение внутренней энергии при: а) изохорном увеличении давления до 2026 гПа; б) при изобарном расширении до трёхкратного объёма.
7. Какое количество работы будет совершено 1 кг СО₂ при повышении его температуры на 200⁰С при постоянном давлении?
8. В резервуаре при 298⁰К находится неизвестный газ. Предположительно это азот или аргон. При адиабатическом расширении 0,005 м³ этого газа до объёма 0,006 м³ его температура понизилась примерно на 20⁰С. Определить, какой из предполагаемых газов находился в сосуде.
9. Рассчитайте теплоту, необходимую для нагревания 0,003 моль аммиака от 273 до 473⁰К при постоянном давлении. Необходимые данные взять из справочника.
10. Рассчитайте изменение энтальпии при нагревании 2 кг SiO₂ от 298 до 800⁰К, если зависимость теплоёмкости от температуры выражается уравнением $C_p = 46,94 + 34,31 \cdot 10^{-3}T + 11,3 \cdot 10^{-5}T^2$.
11. Определите изменение внутренней энергии при испарении 1 кг воды при нормальной температуре кипения, если теплота испарения равна 2258,7 кДж/кг. Считать пар идеальным газом и пренебречь объёмом жидкости.
12. В сосуде при 273⁰К и давлении 0,1 МПа находится 10 моль одноатомного газа в идеальном состоянии. Рассчитайте конечную температуру, давление газа и работу расширения газа до объёма в два раза превышающего первоначальный объём : а) при медленном изотермическом расширении в цилиндре с поршнем,двигающемся без трения; б) при адиабатическом расширении в аналогичных условиях; в) при мгновенном удалении перегородки между сосудом и вакуумированным пространством того же объёма. Объясните различие результатов, полученных в трёх процессах.
13. Определите изменение энтальпии при нагревании 10 кг газообразного метанола от 400 до 700⁰К при давлении 0,1Мпа. Зависимость теплоёмкости от температуры взять из справочника.
14. Проверить правило Дюлонга и Пти для меди, цинка и кадмия при 17⁰С, если даны истинные удельные теплоёмкости веществ при постоянном давлении (Дж/г•К):

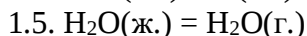
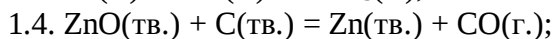
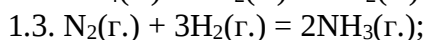
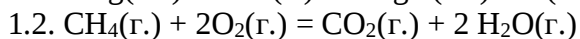
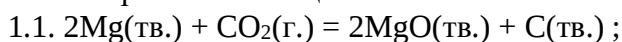
$$\text{для Cu} \quad C = 0,3849 + 8,891 \cdot 10^{-5}T;$$

$$\text{для Zn} \quad C = 0,3795 + 18,58 \cdot 10^{-6}T;$$

$$\text{для Cd} \quad C = 0,2285 + 9,904 \cdot 10^{-5}T.$$

Термохимия. Закон Гесса. Закон Кирхгоффа.

1. Вычислить ΔH_{298}^0 реакций и фазовых переходов, воспользовавшись справочными данными о теплотах образования веществ.



- 1.6. $\text{H}_2\text{O}(\text{тв.}) = \text{H}_2\text{O}(\text{г.})$
- 1.7. $2\text{NH}_3(\text{г.}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{ж.}) = (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4(\text{тв.})$
- 1.8. $\text{CO}(\text{г.}) + \text{Cl}_2(\text{г.}) = \text{COCl}_2(\text{г.})$
- 1.9. $\text{C}_2\text{H}_4(\text{г.}) + 3\text{O}_2(\text{г.}) = 2\text{CO}_2(\text{г.}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{г.})$
- 1.10. $4\text{NH}_3(\text{г.}) + 3\text{O}_2(\text{г.}) = 2\text{N}_2(\text{г.}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{ж.})$
- 1.11. $2\text{NO}(\text{г.}) + \text{O}_2(\text{г.}) = 2\text{NO}_2(\text{г.})$
- 1.12. $4\text{H}_2\text{S}(\text{г.}) + 6\text{O}_2(\text{г.}) = 4\text{SO}_2(\text{г.}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{г.})$
- 1.13. $2\text{SO}_2(\text{г.}) + \text{O}_2(\text{г.}) = 2\text{SO}_3(\text{г.})$
- 1.14. $\text{H}_2\text{O}(\text{г.}) + \text{CO}(\text{г.}) = \text{CO}_2(\text{г.}) + \text{H}_2(\text{г.})$
- 1.15. $\text{C}(\text{г.}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г.}) = \text{CO}(\text{г.}) + \text{H}_2(\text{г.})$

2. Теплоты растворения 1 моль металлического Na и оксида натрия $\text{Na}_2\text{O}(\text{тв.})$ в воде при стандартных условиях и температуре 298⁰K соответственно равны -183,79 и -237,94 кДж/моль. Вода в обоих случаях берётся в избытке. Вычислите тепловой эффект ΔH^0_{298} образования оксида натрия из простых веществ при стандартных условиях, если известно, что теплота образования $\text{H}_2\text{O}(\text{ж.})$ равна -285,84 кДж/моль.
3. Тепловой эффект растворения безводного сульфата лития равна -26,71 кДж/моль. Тепловой эффект растворения кристаллогидрата лития $\text{Li}_2\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ равен -14,31 кДж/моль при 298⁰K. Вычислите тепловой эффект образования $\text{Li}_2\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ из безводной соли и воды. Определите процентное содержание воды в частично выветренном кристаллогидрате сульфата лития, если известно, что тепловой эффект растворения 1 кг этой соли составил -146 кДж.
4. Определите изменение энтальпии при нагревании AgCl от 298 до 1000⁰K при стандартном давлении, а также полную энтальпию хлорида серебра при 1000⁰K (ΔH^0_{1000}). Известно, что при 728⁰K происходит плавление AgCl. $\Delta H_{\text{плавл.}}$ При этой температуре равно 13,21 кДж/моль. Зависимость теплоёмкости от температуры температуры взять из справочника. Теплоёмкость AgCl(ж) в интервале температур 728 – 1000⁰K считать постоянной и равной 66,99 кДж/(моль•K).
5. В топке сгорает каменный уголь, содержащий 65% углерода. В топочных газах содержится 13%(об.) CO_2 и 1%(об.) CO, остальное – азот и кислород. Определить теплоту сгорания 1 кг угля, если известно, что теплота образования $\text{CO}_2(\text{г.})$ равна -393,5 кДж/моль, а теплота образования CO(г) равна -110,5 кДж/моль.
6. Составить уравнение для вычисления стандартного теплового эффекта ΔH^0_{298} образования жидкого бензола, если известны молярные теплоты сгорания жидкого бензола ΔH^0_1 , графита ΔH^0_2 , водорода ΔH^0_3 .
7. Теплоты нейтрализации гидроксида натрия NaOH и гидроксида аммония NH_4OH соляной кислотой соответственно равны -55,9 и -51,34 кДж/моль. Определить теплоту диссоциации NH_4OH в воде.
8. Определить тепловой эффект аллотропного превращения графита в алмаз, если известно, что теплоты сгорания графита и алмаза до диоксида углерода соответственно равны $\Delta H^0_{\text{сг.}}(\text{гр.}) = -393$ кДж; $\Delta H^0_{\text{сг.}}(\text{алмаз.}) = -397$ кДж.
9. Молярная теплота испарения метанола при 25⁰C составляет 37,4 кДж/моль. Определить теплоту испарения метилового спирта при 50⁰C, если молярные теплоёмкости жидкого и газообразного метанола (C_p) соответственно равны 81,6 и 43,9 кДж/(моль•K). Считать теплоёмкости в заданном интервале температур зависящими от температуры. Необходимые данные взять из справочника.
10. Выразите уравнением зависимость теплового эффекта химической реакции $\text{CH}_3\text{OH}(\text{г.}) + \frac{3}{2}\text{O}_2(\text{г.}) = \text{CO}_2(\text{г.}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{г.})$ от температуры, которое справедливо для интервала 298 – 1000⁰K.
11. Определите тепловой эффект реакции $2\text{NaOH}(\text{тв.}) + \text{SiO}_2(\text{тв.}) = \text{Na}_2\text{SiO}_3(\text{тв.}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г.})$ при стандартном давлении и 800⁰K. Необходимые данные взять из справочника. Теплота плавления NaOH при 595⁰K составляет 6,36 кДж/моль.
12. При растворении 1 моль Zn в разбавленной серной кислоте при 20⁰C и P=1 атм. Выделяется газообразный водород в количестве 1 моль и 143,1 кДж тепла. Определите изменение внутренней энергии и энтальпии системы в результате протекания химической реакции.

Второй закон термодинамики.

1. Докажите самостоятельно теорему Карно-Клаузиуса.
2. При начальной температуре 373°K 1 моль кислорода совершает цикл в идеальной машине Карно. Сначала он расширяется изотермически до двухкратного объёма, а затем адиабатически до трёхкратного объёма по сравнению с первоначальным. После этого он сжимается изотермически до такого объёма, чтобы в результате последующего адиабатического сжатия вернуться в исходное состояние. Приняв $\gamma = C_p/C_v = 1,4$; рассчитать: а) работу совершённую газом в каждой части цикла; б) коэффициент полезного действия машины.
3. Рассчитать изменение энтропии при неравновесном переходе в лёд 1 моля переохлаждённой до температуры -5°C жидкой воды. Известно, что теплота плавления воды при 273°K составляет 6025 Дж/моль . Теплоёмкость (C_p) жидкой воды и льда считать постоянными и соответственно равными $75,31$ и $37,71 \text{ Дж/(моль}\cdot\text{K)}$.
4. Определите изменение энтропии при смешении 1 моль аргона, взятого при температуре 293°K и давлении 1 атмосфера с 2 моль азота, находящегося при давлении $0,1 \text{ Мпа}$ и температуре 323°K . Общее давление смеси после смешения газов равно $0,1 \text{ Мпа}$. Считать аргон и азот идеальными газами, а теплоёмкость каждого газа величиной постоянной и, соответственно, равной для азота $C_v=20,84$; а для аргона $C_v=12,56 \text{ Дж/(моль}\cdot\text{K)}$.
5. Рассчитать изменение энтропии в процессе смешения 5 кг воды, находящейся при температуре 80°C , и 10 кг воды, находящейся при температуре 20°C . Удельную теплоёмкость воды считать постоянной и равной $4,184 \text{ Дж/(г}\cdot\text{K)}$.
6. В термически изолированный сосуд, содержащий 5 кг воды при 30°C , вносят 1 кг снега, температура которого равна -10°C . Как возрастает энтропия в происходящем процессе, если удельная теплота плавления снега составляет $333,3 \text{ Дж/г}$. Удельные теплоёмкости снега и воды составляют соответственно $2,01$ и $4,18 \text{ Дж/(г}\cdot\text{K)}$.
7. Определите изменение энтальпии, внутренней энергии и энтропии $2,7 \text{ кг}$ воды, взятой при давлении $0,1 \text{ Мпа}$ и температуре 293°K в пар, находящийся при давлении $0,05 \text{ Мпа}$ и температуре 373°K . Принять $C_p(\text{H}_2\text{O, ж})=C_v(\text{H}_2\text{O, ж})=4,184 \text{ кДж/(кг}\cdot\text{K)}$; теплоту испарения $2260,9 \text{ кДж/кг}$. Считать водяной пар идеальным газом.
8. Вывести выражения для расчёта изменения энтропии в изобарном, изохорном, изотермическом и адиабатном процессах.
9. Вычислить энтропию AgCl при 870°K , если известно, что при температуре 728°K хлорид серебра плавится и его теплота плавления $\Delta H_{\text{пл}}=12886,7 \text{ Дж/моль}$. Необходимые для расчёта величины взять из справочника. Учесть температурную зависимость изобарной теплоёмкости AgCl(тв.) . Теплоёмкость жидкого хлорида серебра считать постоянной и равной $66,94 \text{ Дж/моль}$.
10. Рассчитайте изменение энтропии в процессе смешения 5 кг этанола, находящегося при температуре 79°C с 10 кг воды, находящейся при температуре минус 10°C . Принять :1) теплота плавления льда – 6029 Дж/моль ; 2) теплота испарения спирта равна $40,2 \text{ кДж/моль}$; 3) температура кипения спирта равна 78°C 4) $C_{p, \text{тв.}}(\text{H}_2\text{O}) = 2 \text{ Дж/г}\cdot\text{K}$; 5) $C_{p, \text{ж.}}(\text{H}_2\text{O}) = f(T)$ (воспользоваться справочником) ; 6) $C_{p, \text{ж.}}(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = f(T)$ (воспользоваться справочником) ; 7) тепловым эффектом, связанным с охлаждением спирта до точки конденсации пренебречь.

Характеристические функции. Термодинамические потенциалы. Фугитивность, активность. Химическое сродство. Направление протекания физико-химических процессов.

1. Вычислить фугитивность и химический потенциал аммиака при $P=10,13 \text{ Мпа}$ и $T=473^{\circ}\text{K}$. Для аммиака критическая температура равна $405,6^{\circ}\text{K}$, а критическое давление $P=11,3 \text{ Мпа}$. При вычислении воспользоваться справочником [2].
2. При 298°K и $0,1013 \text{ Мпа}$ абсолютные энтропии серы ромбической S_p и серы моноклинной S_m соответственно равны $31,88$ и $32,55 \text{ Дж/(моль}\cdot\text{K)}$. Теплоты сгорания S_p и S_m соответственно равны $-296,9$ и $-297,2 \text{ кДж/моль}$. Найти значение ΔG^0 для процесса превращения $S_p \Rightarrow S_m$. Может ли S_p в этих условиях превратиться самопроизвольно в S_m ?
3. Установите возможность (или невозможность) протекания реакций, приведённых в пункте 1 раздела «Термохимия» (ответ подтвердить расчётом).

4. Вычислить ΔG^0_{298} образования CH_4 , C_2H_2 , CaCO_3 , NH_3 , $\text{H}_2\text{O}(\text{ж})$ из простых веществ исходя из справочных значений энтальпий образования ΔH^0_{298} и энтропий образования ΔS^0_{298} .
5. Благоприятствует ли протеканию реакции $\text{Ag} + \frac{1}{2} \text{Cl}_2 = \text{AgCl}$ повышение температуры? Ответ подтвердите расчётом.
6. Рассчитайте ΔG^0 при 400°K реакции $\frac{1}{2} \text{N}_2(\text{г}) + \frac{3}{2} \text{H}_2(\text{г}) = \text{NH}_3(\text{г})$ учитывая зависимость энтальпии, энтропии и теплоёмкости от температуры. Этот же расчёт проведите по методу Тёмкина-Шварцмана и сравните полученные результаты.
7. Возможно ли при стандартных условиях горение Ca в атмосфере оксида углерода CO по реакции $\text{Ca}(\text{тв}) + \text{CO}(\text{г}) = \text{CaO}(\text{тв}) + \text{C}(\text{тв})$?

Химическое равновесие.

1. Вычислить K_p реакции $\text{N}_2\text{O}_4 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$ и мольную долю образовавшегося NO_2 при $P=0,1\text{Мпа}$ и $T=298^\circ\text{K}$.
2. При 823°K и давлении 1 атмосфера степень диссоциации фосгена COCl_2 на CO и Cl_2 равна 77%. Определить K_p и K_c .
3. Методом Темкина-Шварцмана определите константу равновесия K_p при 1000°K реакции окисления аммиака $\text{NH}_3 + \frac{3}{4} \text{O}_2 \rightleftharpoons \frac{1}{2} \text{N}_2 + \frac{3}{2} \text{H}_2\text{O}$.
4. Определить K_p реакции $\text{NH}_3 + \frac{3}{4} \text{O}_2 \rightleftharpoons \frac{1}{2} \text{N}_2 + \frac{3}{2} \text{H}_2\text{O}$, используя значения констант равновесия реакций образования аммиака и воды при 1000°K: $\frac{1}{2} \text{N}_2(\text{г}) + \frac{3}{2} \text{H}_2(\text{г}) = \text{NH}_3(\text{г})$, $K_p = 5,69 \cdot 10^{-4}$; $\text{H}_2 + \frac{1}{2} \text{O}_2 = \text{H}_2\text{O}$, $K_p = 1,16 \cdot 10^{-10}$.
5. Определите константу равновесия реакции $\text{SO}_2 + \frac{1}{2} \text{O}_2 \rightleftharpoons \text{SO}_3$ при 700°K, если при 500°K $K_p = 588,9$ (давление выражено в Па), а тепловой эффект реакции в этом диапазоне температур равен -99,48 кДж.
6. Процесс получения Cl_2 протекает по реакции $4\text{HCl} + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{Cl}_2$. При смешении 1 моль HCl с 0,48 моль O_2 образуется 0,402 моль хлора. Вычислить константу равновесия K_p , если система находится в равновесии при давлении 0,1Мпа и $T=659^\circ\text{K}$.
7. Константа равновесия реакции $\text{H}_2 + \text{I}_2 = 2\text{HI}$ при 717°K равна 46,7. Определить количество разложившегося HI при нагревании 1 моль иодоводорода до 717°K.
8. Определить, в каком направлении пойдёт реакция $2\text{Cl}_2(\text{г}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{г}) \rightleftharpoons 4\text{HCl}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г})$ при смешении по 1 моль хлора, кислорода, хлороводорода и 2 моль паров воды при 1000°K, если $\ln K_p = 7,8$.
9. Вычислить K_p реакции образования метилового спирта по реакции $\text{CO} + 2\text{H}_2 \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{OH}(\text{г})$ при стандартных условиях.
10. Вычислите константу равновесия и исходные концентрации веществ A и B обратимой гомогенной реакции $\text{A}(\text{г}) + 2\text{B}(\text{г}) \rightleftharpoons \text{C}(\text{г})$. При равновесии концентрации участвующих в реакции веществ равны (моль/л): $[\text{A}]=0,06$; $[\text{B}]=0,12$; $[\text{C}]=0,0216$.
11. Используя справочные данные, найти приблизительное значение температуры, при которой константа равновесия реакции образования водяного газа $\text{C}(\text{гр.}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г}) \rightleftharpoons \text{CO}(\text{г}) + \text{H}_2(\text{г})$ равна единице. Зависимостью энтальпии и энтропии от температуры пренебречь.
12. Константа диссоциации уксусной кислоты при стандартных условиях равна $1,75 \cdot 10^{-5}$. Чему равно изменение энергии Гиббса при диссоциации уксусной кислоты?
13. Сформулируйте принцип Ле-Шателье. Проанализируйте влияние температуры, давления, концентрации, катализатора на положение химического равновесия.
14. Химическое равновесие гомогенной реакции $\text{A} + \text{B} \rightleftharpoons 2\text{C}$ установилось при следующих концентрациях (моль/л): $[\text{A}]=0,08$; $[\text{B}]=0,02$; $[\text{C}]=0,4$. В равновесную систему без изменения её объёма добавили 0,2 моль/л вещества B. Рассчитайте равновесные концентрации, установившиеся после смещения химического равновесия, если температура системы всё время поддерживалась постоянной.
15. Константа равновесия гомогенной системы $\text{CO}(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г}) \rightleftharpoons \text{CO}_2(\text{г}) + \text{H}_2(\text{г})$ при 850°С равна единице. Вычислите концентрации всех веществ при равновесии. Если исходные концентрации (моль/л): $[\text{CO}]=3$; $[\text{H}_2\text{O}]=2$; $[\text{CO}_2]=[\text{H}_2]=0$. Как изменяться равновесные концентрации

компонентов при добавлении в равновесную смесь (без изменения её объёма) оксида углерода CO в количестве в три раза превышающего равновесную концентрацию?

Фазовое равновесие.

1. Под давлением 0,1013 Мпа лёд плавится при 273⁰К. Удельный объём льда при 273⁰К равен 991,1 см³/кг, а воды – 916,6 см³/кг. Молярная теплота плавления льда равна 6010 Дж/моль. Вычислить давление, при котором лёд будет плавиться при 271⁰К.

2. Зависимость давления насыщенного пара муравьиной кислоты от температуры выражается уравнением:

$$\text{для твёрдой фазы: } \lg P = 12,486 - 3160/T,$$

$$\text{для жидкой фазы: } \lg P = 7,884 - 1860/T,$$

где P [мм рт.ст.]. Вычислить координаты тройной точки.

3. Через метиловый спирт при 294,5⁰К барботируют воздух, который насыщается его парами. После того, как через метанол пропустили 1 литр воздуха, масса его уменьшилась на 0,201 г. Общее давление в системе неизменно и равно 1 атмосфере. Рассчитать давление насыщенного пара метанола при 294,5⁰К.

4. При нагревании ромбическая сера переходит в моноклинную серу. При этом изменение её объёма составляет 1,38•10⁻⁵ м³/кг. Температура перехода при 0,1013 Мпа составляет 96,7⁰С, а её изменение с давлением определяется коэффициентом dT/dP=3,26•10⁻⁷ К/Па. Определить теплоту перехода.

5. Температура кипения жидкого метанола при 267 гПа равна 34,7⁰С, а при давлении 533 гПа равна 49,9⁰С. Вычислить температуру кипения при нормальном давлении.

6. Определить давление насыщенного пара четырёххлористого углерода CCl₄ при 60⁰С, если при нормальном давлении он кипит при 75⁰С, а теплота парообразования равна 30,833 кДж/моль.

7. Теплота плавления и плотность жидкой и твёрдой ртути при температуре тройной точки (234,3⁰К) соответственно равны: 11,8 кДж/кг; 13690 и 14193 кг/м³. Вычислите давление, при котором температура плавления станет равной 235,3⁰К.

8. Определить молярную теплоту плавления дифениламина, если плавление сопровождается увеличением объёма, равным 95,8 см³/кг. Изменение температуры плавления при изменении давления составляет 0,027 градус/Па. Молярная масса дифениламина равна 169 г/моль. Температура плавления 54⁰С.

9. Как определить молярную энтропию (энтальпию) сублимации вещества, если известны его молярная энтропия (энтальпия) плавления и испарения при данной температуре? Какой принцип или закон используется при предложенной Вами схеме расчёта?

10. Найдите изменение энтропии газа и окружающей среды, если n молей газа расширяются изотермически от давления p₁ до давления p₂ : а) обратимо; б) против внешнего давления p < p₂.

11. Запишите выражение для расчета энтропии одного моля воды при температуре 300⁰С и давлении 2 атмосферы.

12. Рассчитайте давление, при котором две формы карбоната кальция – кальцит и арагонит находятся в равновесии при 25⁰С. Значения ΔG⁰_f кальцита и арагонита при 25⁰С равны –1128,8 и –1127,8 кДж·моль⁻¹, соответственно. Примите, что плотности кальцита и арагонита равны 2,71 и 2,93 г·см⁻³ соответственно и не зависят от давления.

13. Рассчитайте температуру, при которой две формы карбоната кальция – кальцит и арагонит находятся в равновесии при давлении 1 атмосфера. Значения ΔG⁰_f кальцита и арагонита при 25⁰С равны –1128,8 и –1127,8 кДж·моль⁻¹, соответственно, а ΔH⁰_f равны –1206,9 и –1207,1 кДж·моль⁻¹. Считайте ΔC_p=0.

14. Определите зависимость энтропии от объема для термодинамической системы, которая описывается уравнением состояния (для одного моля)

$$\left(p + \frac{a}{TV^2} \right) \times (V - b) = RT.$$

Кинетика химических реакций.

1. Изучается скорость элементарной реакции взаимодействия веществ А, В и С. При постоянных концентрациях В и С увеличение концентрации вещества А в 4 раза приводит к росту скорости в 8 раз. Если в 2 раза увеличивается концентрация вещества В при постоянных концентрациях веществ А и С, то скорость возрастёт только в 2 раза. При постоянных концентрациях А и В удвоение концентрации вещества С приводит к увеличению скорости в 4 раза. Составьте кинетическое уравнение данной реакции.
2. Вычислите температурный коэффициент скорости химической реакции γ , если константа скорости этой реакции при 120°C равна $5,88 \cdot 10^{-4}$, а при 170°C – $6,7 \cdot 10^{-2}$.
3. Как изменится скорость химической реакции $A + 2B \rightarrow C$ при повышении давления в системе в 4 раза и одновременном снижении температуры на 40°C. Реагирующие вещества – газы. Температурный коэффициент реакции равен 2.
4. Известно, что при повышении температуры от 190 до 300°K скорость химической реакции возрастает в два раза. Рассчитать: а) температурный коэффициент; б) энергию активации этой реакции. Как изменится скорость этой реакции при 310°K, если в систему ввести катализатор, понижающий энергию активации на 10 кДж /моль?
5. Каково значение энергии активации реакции, скорость которой при 300°K в 10 раз больше, чем при 280°K?
6. Превращение перекиси бензоила в диэтилвый эфир при 333°K прошло за 10 минут на 75,2%. Вычислите константу скорости этой реакции, принимая во внимание, что это реакция первого порядка.
7. Определите порядок реакции $A(g) \rightarrow B(g) + C(g) + D(g)$ по изменению давления в ходе реакции. Вычислите среднее значение константы скорости реакции ($V=\text{const}$; $T=298^0\text{K}$), если:

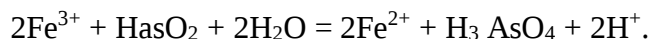
t, мин.	0	6,5	13,0	19,9
$P \cdot 10^{-3}, \text{Па}$	41,6	54,5	63,7	74,2

Рсчет свойств растворов сильных электролитов.

1. Произведение активностей сульфида магния, соответствующее его насыщенному раствору при 25°C равно $2 \cdot 10^{-11}$. Образуется ли осадок MgS при мешивании равных объемов 0,004М раствора нитрата магния и 0,0006 М раствора сульфида натрия ? Степени диссоциации электролитов считать равными единице, а изменение объема – аддитивной величиной.
2. С учетом коэффициента активности сильного электролита найдите водородный показатель 0,178 М раствора азотной кислоты в 10% растворе сульфата натрия.
3. Вычислите рН смеси раствора содержащего в 1000г воды 0,01 моль NaOH, 0,12 моль NaCl, 0,005 моль K_2SO_4 .
- 4.Рассчитайте активную концентрацию хлорида кальция в водном растворе, содержащем 0,925 г $CaCl_2$ и 0,2 г $NaNO_3$ в 500 г воды.
5. Вычислите активные концентрации ионов Fe^{3+} , NO_3^- , Ca^{2+} в растворе содержащем 0,02 моль $Ca(NO_3)_2$ и 0,02 моль $Fe(NO_3)_2$ в 500 граммах воды..
6. Раствор содержит Pb (NO_3)₂, KCl, CH_3COONa соответственно в количестве 0,005; 0,001 и 0,0005 моль в 500 граммах воды. Рассчитайте активную концентрацию каждого из электролитов в этом растворе.
7. Средний ионный коэффициент активности иодида калия в водном растворе равен 0,872. Рассчитайте величину ионной силы электролита в растворе и его моляльную концентрацию.
8. Сравнить растворимость хлорида серебра в воде; 0,1 М растворе хлорида натрия; 0,1М растворе нитрата серебра и 0,1М растворе нитрата натрия. Расчеты провести согласно теории Дебая – Гюккеля.

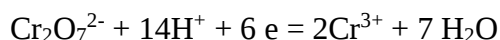
Электрохимия.

- 1 Рассчитайте э.д.с. гальванического элемента, в котором обратимо протекает реакция по уравнению



при 1 атмосфере и 298 К. Активности ионов, участвующих в реакции : $a(\text{Fe}^{3+}) = 0,02$; $a(\text{Fe}^{2+}) = 0,005$; $a(\text{HAsO}_2) = 0,1$; $a(\text{H}_3\text{AsO}_4) = 0,2$; $a(\text{H}_2\text{O}) = 1$; pH раствора равен 2.

2. Рассчитайте электродный потенциал электрода, на котором обратимо протекает реакция по уравнению



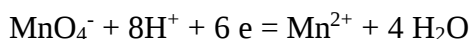
при 1 атмосфере и 298 К. Активности ионов Cr^{3+} и $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ равны 1 моль/л: pH = 3.

3. Дана схема концентрационного гальванического элемента



Рассчитайте э.д.с. элемента при 298 К.

4. Рассчитайте электродный потенциал электрода, на котором обратимо протекает реакция по уравнению



при 1 атмосфере и 298 К. Активности ионов MnO_4^- и Mn^{2+} соответственно равны 10^{-5} и 10^{-2} моль/л: pH = 0,3.

5. Можно ли провести окисление Mn^{2+} до MnO_4^- действием Cl_2 , NO_3^- , $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$, IO_3^- ?

6. Будет ли азотистая кислота а) окисляться действием KMnO_4 в нейтральных и кислых средах, б) восстанавливаться до NO сернистой кислотой? Для возможных случаев написать уравнения реакций.

7. Могут ли (и в каком направлении) протекать реакции, если смешать растворы а) KCl, KNO_2 , H_2SO_4 ; б) KJ, KNO_2 , H_2SO_4 ; в). HgCl_2 и KJ?

8. Могут ли одновременно существовать в растворе KJO_3 и KJ; HJ и HClO; KBr и KMnO_4 ?

9. Удельная электропроводность 0,135 М раствора пропионовой кислоты равна 0,0479 $\text{См} \cdot \text{м}^{-1}$. Рассчитайте эквивалентную электропроводность раствора, константу диссоциации кислоты и pH раствора, если предельные подвижности H^+ и $\text{C}_2\text{H}_5\text{COO}^-$ соответственно равны 349,8 и 37,2 $\text{См} \cdot \text{см}^2 \cdot \text{моль}^{-1}$.

10. Удельная электропроводность 5%-ного раствора $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ при 18°C равна 4,38 $\text{См} \cdot \text{м}^{-1}$, а его плотность – 1,038 $\text{г} \cdot \text{см}^{-3}$. Рассчитайте эквивалентную электропроводность раствора и кажущуюся степень диссоциации соли в растворе. Подвижности ионов Mg^{2+} и NO_3^- при 18°C равны 44,6 и 62,6 $\text{См} \cdot \text{см}^2 \cdot \text{моль}^{-1}$.

11. Оцените предельную подвижность иона K^+ в формамиде и в метилацетате, если вязкость формамида в 3,7 раза больше, а вязкость метилацетата в 2,6 раз меньше, чем вязкость воды..

Массоперенос

1. На дно цилиндрического сосуда, залитого водой помещен слой сахара. Сахар растворяясь диффундирует в объем раствора. На границе раздела сахар/раствор раствор является насыщенным и его концентрация постоянна и равна C_s . Высота столба жидкости над сахаром – 20 см. Определить 1) на каком расстоянии от границы раздела относительная концентрация станет равной 0,8, если время диффузии составит 16 суток, а коэффициент диффузии 0,25 $\text{см}^2 \cdot \text{сутки}^{-1}$. 2) количество сахара, которое перейдет в раствор с 1 см^2 поверхности за 16 суток, если $C_s = 2,6$ $\text{моль} \cdot \text{л}^{-1}$. 3) проверить надежность полученных при расчете результатов.

2. Образец сплава металлов А и В длиной 0,5 см и образец металла В длиной 0,5 см спаяны друг с другом. Определите время, за которое в результате диффузии А из сплава в чистый слиток В на расстоянии от спая 0,01 и 0,2 см установится относительная концентрация А равная 0,2, если коэффициент диффузии равен $2 \cdot 10^{-9} \text{ см}^2 \cdot \text{с}^{-1}$. Оценить достоверность проделанных расчетов.

3. Таблетка бензойной кислоты с площадью поверхности 2 см^2 помещена в раствор бензойной кислоты. Объем раствора равен 20 л. Его концентрация равна 0,003 $\text{моль} \cdot \text{л}^{-1}$. Раствор перемешивают. За 5 минут растворилось 0,001 моль бензойной кислоты (изменением концентрации пренебречь). Концентрация насыщенного раствора $C_s = 0,024 \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1}$. Коэффициент диффузии равен 0,75 $\text{см}^2 \cdot \text{сутки}^{-1}$. Вычислить толщину приповерхностного слоя Нернста. Время, за которое концентрация раствора возрастет до 0,012 $\text{моль} \cdot \text{л}^{-1}$.

Экстракция

19. 2 л водного раствора содержат 0,02 г иода. Какое количество иода останется после экстракции его 50 мл сероуглерода 1) если ее осуществить однократно всем объемом экстрагента; 2) дробно – пятикратно порциями по 10 мл.

Коллигативные свойства растворов

1. Вычислить эбуллиоскопическую постоянную воды. Теплота испарения составляет 40,7 кДж/моль.
2. Вычислите молекулярную массу вещества, если температура замерзания раствора, содержащего 100 г бензола и 0,2 г неизвестного вещества на $0,17^{\circ}$ ниже температуры замерзания бензола. Криоскопическая постоянная бензола равна 5,16 град/моль.
3. Раствор, содержащий 0,8718 моль/л тростникового сахара при 291 К изотоничен с 0,5 М раствором хлорида натрия. Вычислите кажущуюся степень диссоциации соли в растворе и коэффициент Вант-Гоффа для NaCl.
4. Чистая вода кипит при температуре 373,2 К и атмосферном давлении. Определите температуру кипения раствора, содержащего 3,3 г хлорида кальция в 0,1 кг воды. Кажущаяся степень диссоциации хлорида кальция в указанном растворе составляет 68%. Эбуллиоскопическая постоянная воды 0,516 К/моль.
5. Нормальная температура кипения диэтилового эфира равна 308 К. Раствор, содержащий 11 г неизвестного нелетучего вещества в 100 г эфира имеет при 289 К давление насыщенного пара 0,5 атм. Теплота испарения эфира 376 кДж/кг. Вычислите молекулярную массу неизвестного вещества, если известно, что вещество в растворе недиссоциировано.

Коррозия металлов и способы защиты

1. Как протекает контактная коррозия цинка и кадмия во влажном воздухе? Составьте уравнения анодного и катодного процессов. Какие продукты при этом образуются?
2. В чем различия в коррозии оцинкованного и луженого железа при нарушении целостности покрытий во влажной атмосфере? Приведите уравнения анодного и катодного процессов в обоих случаях. Укажите продукты коррозии.
3. Изделие, изготовленное из стали, эксплуатируется в нейтральном растворе хлорида натрия. Какие металлы можно использовать в качестве протектора? Приведите уравнения анодного и катодного процессов для одного из протекторов.
4. Приведите пример протекторной защиты стального изделия. Напишите уравнения анодного и катодного процессов.
5. Два стальных листа скреплены в одном случае алюминиевыми, а в другом – медными заклепками. Как будут происходить процессы коррозии в морской воде в том и другом случаях? Приведите электронные уравнения анодных и катодных процессов.
6. Изделие, изготовленное из свинца, эксплуатируется в нейтральном растворе хлорида калия. Какие металлы можно использовать в качестве протектора? Приведите уравнения анодного и катодного процессов для одного из протекторов.
7. Изделие, составленное из медных и никелевых фрагментов, эксплуатируется в разбавленном растворе соляной кислоты. Как будет происходить процесс контактной коррозии? Составьте уравнения анодного и катодного процессов.
8. Металлическая конструкция построена из цинковых деталей, часть которых имеет медные заклепки. Конструкция эксплуатируется в сернокислой среде. Какие из этих деталей быстрее выйдут из строя и почему? Приведите уравнения анодного и катодного процессов.
9. Одно из свинцовых изделий имеет никелевое покрытие, а другое – серебряное. Как происходит коррозия каждого из них во влажном воздухе при нарушении целостности покрытия? Приведите уравнения анодных и катодных процессов, укажите состав коррозионных продуктов.
10. Две железные скрепки, поверхность одной из которых покрыта никелем, а поверхность другой – цинком, находятся в растворе поваренной соли. Поверхностный слой частично нарушен (на поверхности скрепок имеются царапины). Приведите уравнения анодных и катодных процессов для обоих случаев коррозии, укажите состав коррозионных продуктов.

11. Для защиты от коррозии стальных корабельных винтов в морской воде широко используют цинковые протекторы. Объясните принципиальные основы такой защиты. Приведите уравнения анодного и катодного процессов.

12. Некий конструктор предложил проект яхты, в котором предлагалось подводную часть усилить стальными листами для обеспечения большей прочности, а надводную часть украсить медными листами. Оцените целесообразность такого проекта. Составьте прогноз коррозионной устойчивости такой конструкции в морской воде. Напишите электронные уравнения соответствующих процессов.

13. Объясните механизм защиты подземного стального трубопровода с помощью магниевого протектора, если присутствуют почвенные воды. В данной местности почвенные воды имеют ярко выраженный кислотный характер. Приведите уравнения анодного и катодного процессов.

14. Как протекает контактная коррозия никеля и серебра в соляной кислоте? Составьте уравнения анодного и катодного процессов. Какие продукты при этом образуются?

15. В соляную кислоту опустили две цинковые пластинки, одна из которых частично помеднена. Как происходит коррозия в том и другом случаях? Составьте электронные уравнения анодных и катодных процессов. Какие продукты при этом образуются?

16. Как протекает коррозия железа, покрытого свинцом, в случае нарушения покрытия во влажном воздухе? Составьте уравнения анодного и катодного процессов. Какие продукты при этом образуются?

17. Во влажном воздухе находятся две железные пластинки. Часть поверхности одной из них покрыта оловом, а часть поверхности другой – медью. Как происходит коррозия в том и другом случае? Составьте электронные уравнения анодных и катодных процессов. Какие продукты при этом образуются?

18. Как протекает коррозия никеля в контакте с серебром во влажном воздухе? Составьте уравнения анодного и катодного процессов. Какие продукты при этом образуются?

19. Как протекает коррозия никелированной меди в случае нарушения покрытия во влажном воздухе? Составьте уравнения анодного и катодного процессов. Какие продукты при этом образуются?

20. В нейтральный раствор электролита, содержащий растворенный кислород, опустили две цинковые пластинки, одна из которых частично помеднена, а вторая – частично амальгамирована. Как происходит коррозия в том и другом случае? Составьте электронные уравнения анодных и катодных процессов.

Б) Оценивается успешность выполнения конкретного задания по следующим критериям:

правильно выстроенная логическая последовательность при решении задачи;

отсутствие ошибок при использовании теоретических соотношений при решении задач;

правильно используется размерность физических величин;

полнота и логичность изложения представленного решения задачи;

способность решить аналогичную (но более простую задачу), предложенную преподавателем

при защите домашнего задания в его присутствии, либо способность вывести использованные в задаче соотношения.

В) описание шкалы оценивания:

оценка «неудовлетворительно» ставится при неспособности выполнения задач

репродуктивного уровня или при выполнении предложенного преподавателем задания в объеме менее 50%.

Оценка «удовлетворительно» ставится при владении навыками, необходимыми для выполнения задач репродуктивного уровня в полном объеме, предложенного преподавателем задания;

при владении навыками, необходимыми для выполнения задач реконструктивного уровня, позволяющее диагностировать умения синтезировать, анализировать, обобщать фактический и теоретический материал с формулированием конкретных выводов, установлением причинно-

следственных связей, но выполненных с ошибками и неточностями, имеющими принципиальный характер или выполненными в объеме не менее 60%;

оценка «хорошо»: ставится при владении навыками, необходимыми для выполнения задач реконструктивного уровня, позволяющее диагностировать умения синтезировать, анализировать, обобщать фактический и теоретический материал с формулированием конкретных выводов, установлением причинно-следственных связей, выполненных с ошибками и неточностями, не имеющими принципиальный характер в объеме более 80%;

оценка «отлично» : при выполнении задач творческого уровня, позволяющих оценивать и диагностировать такие умения, как способность интегрировать знания различных областей, аргументировать собственную точку зрения, а также задач реконструктивного уровня, выполненных без ошибок и неточностей в полном объеме предложенного преподавателем задания

4.7 Комплект тестовых заданий для проверки остаточных знаний

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ АВТОНОМНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«Национальный исследовательский ядерный университет «МИФИ»
Обнинский институт атомной энергетики –
филиал федерального государственного автономного образовательного учреждения высшего образования
«Национальный исследовательский ядерный университет «МИФИ»
(ИАТЭ НИЯУ МИФИ)

ОТДЕЛЕНИЕ БИОТЕХНОЛОГИЙ

Направление **04.03.01 «Химия»**

Образовательная программа **«Аналитическая химия»**

Дисциплина **Физическая химия**

Комплект тестовых заданий для проверки остаточных знаний

Тестирование - форма контроля текущей успеваемости, предусматривающая ответы на заранее разработанные тестовые задания.

Каждое тестовое задание представляет собой набор вопросов, в качестве ответов на которые студент должен выбрать представленные варианты утверждений.

Тестирование проводится в письменной форме на лекционных, практических или семинарских занятиях по вариантам.

Время проведения тестирования - не более 20 – 30 мин на тест.

Тест 1. (разделы 1-3)

1. Утверждения, справедливые в общем случае для термодинамических функций состояния системы:

- 1) их значения не зависят от количества вещества в системе
- 2) их значения пропорциональны количеству вещества в системе постоянного состава
- 3) их изменения в процессе не зависят от пути перехода из начального состояния в конечное
- 4) их изменения в процессе зависят от пути перехода из начального состояния в конечное

2. Утверждения, справедливые в общем случае для экстенсивных термодинамических величин:

- 1) их значения не зависят от количества вещества в системе
- 2) их значения пропорциональны количеству вещества в системе постоянного состава
- 3) их изменения в процессе не зависят от пути перехода из начального состояния в конечное
- 4) при составлении системы из частей их значения суммируются

Для интенсивных термодинамических величин:

- 1) их значения не зависят от количества вещества в системе
- 2) их значения пропорциональны количеству вещества в системе постоянного состава
- 3) их изменения в процессе не зависят от пути перехода из начального состояния в конечное
- 4) при составлении системы из частей их значения суммируются

4. Свойства внутренней энергии в общем случае:

- 1) функция состояния системы
- 2) функция процесса
- 3) абсолютное значение функции не известно
- 4) функция равная работе процесса

5. Выражение для энтальпии индивидуального вещества

- 1) $U - TS$
- 2) $U + PV - TS$
- 3) $U + PV$
- 4) $Q - A$

6. Выражения, справедливые для изохорной теплоемкости C_v 1 моль идеального газа:

- 1) $(dH/dT)_p$
- 2) $(dU/dT)_v$
- 3) $(dG/dT)_p$
- 4) $C_{p,m} - R$

7. Выражения, справедливые для изобарной теплоемкости C_p 1 моль идеального газа:

- 1) $(dH/dT)_p$
- 2) $(dU/dT)_v$
- 3) $(dG/dT)_p$
- 4) $C_p - R$

8. Выражение первого начала термодинамики, записанное с использованием работы системы A и теплоты процесса Q :

- 1) $Q = \Delta U - A$
- 2) $Q = \Delta U + A$
- 3) $U = Q + A$
- 4) $U = Q - A$

9. Выражения справедливые для адиабатического процесса с идеальными газами:

- 1) $\Delta U = 0$
- 2) $Q = 0$
- 3) $A = 0$
- 4) $\Delta U = -A$

10. Изохорная теплоемкость 1 моль идеального одноатомного газа в классическом приближении может быть оценена как $n \cdot R$, число n - ...

11. Изобарная теплоемкость 1 моль идеального двухатомного газа в классическом приближении может быть оценена как $n \cdot R$, число n - ...

12. Условия, отличающие изолированную термодинамическую систему:

- 1) исключен обмен веществом и энергией с окружающей средой
- 2) возможен обмен веществом и энергией с окружающей средой
- 3) возможен обмен веществом с окружающей средой, но исключен обмен энергией
- 4) возможен обмен энергией с окружающей средой, но исключен обмен веществом

13. Условия, отличающие закрытую термодинамическую систему:

- 1) исключен обмен веществом и энергией с окружающей средой
- 2) возможен обмен веществом и энергией с окружающей средой
- 3) возможен обмен веществом с окружающей средой, но исключен обмен энергией
- 4) возможен обмен энергией с окружающей средой, но исключен обмен веществом

14. Уравнение химической реакции, стандартное изменение энтальпии в которой соответствует стандартной энтальпии образования твердого карбоната кальция при температуре 298 К:

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

15. Реакции, для которых можно пренебречь разностью между изменением энтальпии и изменением внутренней энергии, ...

- 1) $\text{CaO(тв)} + \text{CO}_2(\text{г}) = \text{CaCO}_3(\text{тв})$
- 2) $\text{Pb(тв)} + \text{PbO}_2(\text{тв}) = 2\text{PbO(тв)}$
- 3) $\text{Si(тв)} + 2\text{Li}_2\text{O(тв)} = \text{SiO}_2(\text{тв}) + 4\text{Li(тв)}$
- 4) $2\text{AsH}_3(\text{тв.}) = 2\text{As(тв)} + 3\text{H}_2(\text{г})$

16. Термодинамическое уравнение Кирхгофа может выражать...

- 1) Зависимость энтальпии вещества от температуры при постоянном давлении

- 2) Зависимость изменения энтальпии в процессе от температуры при постоянном давлении
- 3) Зависимость изменения энтальпии в процессе от давления при постоянной температуре
- 4) Зависимость энтальпии вещества от от давления при постоянной температуре

17. По приведенным табличным данным о стандартных энтальпиях образования веществ при температуре 298 К вычислите стандартное изменение энтальпии в реакции $\text{CH}_4 + \text{CO}_2 = 2\text{CO} + 2\text{H}_2$ при указанной температуре.

Стандартные энтальпии образования веществ (кДж/моль) при температуре 298 К

CH_4	CO_2	H_2	CO
75	393	0	110

18. Свойства энтропии в общем случае:

- 1) функция состояния системы
- 2) функция процесса
- 3) мера неупорядоченности системы
- 4) абсолютное значение функции неизвестно

19. Критерий самопроизвольного протекания процессов в изолированных системах:

- 1) $G < 0$
- 2) $S > 0$
- 3) $S < 0$
- 4) $G > 0$

20. Выражение для энергии Гиббса индивидуального вещества $G = \dots$

- 1) $U - TS$
- 2) $H - TS$
- 3) $U + PV$
- 4) $PV - TS$

21. Реакции, равновесие которых при увеличении давления смещается вправо (в сторону продуктов), -...

- 1) $\text{CaO(тв)} + \text{CO}_2(\text{г}) = \text{CaCO}_3(\text{тв})$
- 2) $\text{Pb(тв)} + \text{PbO}_2(\text{тв}) = 2\text{PbO(тв)}$
- 3) $\text{Si(тв)} + 2\text{Li}_2\text{O(тв)} = \text{SiO}_2(\text{тв}) + 4\text{Li(тв)}$
- 4) $2\text{AsH}_3(\text{тв.}) = 2\text{As(тв)} + 3\text{H}_2(\text{г})$

22. Уравнение Клайперона-Клаузиуса для однокомпонентных двухфазных систем в исходном или преобразованном виде может применяться для описания зависимостей...

- 1) температуры кипения от концентрации
- 2) температуры плавления вещества от внешнего давления
- 3) температуры плавления от концентрации
- 4) давления насыщенного пара от концентрации

23. Число степеней свободы системы, состоящей из K компонентов и Ф фаз, на которую из внешних условий влияют только давление и температура, ...

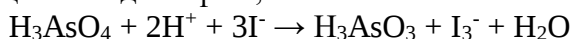
- 1) $K + \Phi + 2$
- 2) $K - \Phi - 2$
- 3) $K + \Phi - 2$
- 4) $K - \Phi + 2$

24. Метод исследования разбавленных растворов, основанный на сравнении температуры начала кипения раствора и температуры кипения растворителя.

- 1) калориметрия
- 2) криоскопия
- 3) эбуллиоскопия
- 4) осмометрия

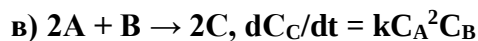
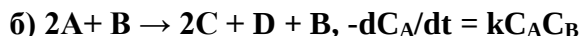
Тест 2 (раздел 4)

1. Дать определение понятиям: скорость химической реакции, механизм реакции, период полупревращения, простая (сложная) реакция.
2. Что такое средняя и истинная скорость химической реакции, как они связаны между собой?
3. Что такое молекулярность и порядок химической реакции? Совпадает ли порядок реакции с ее молекулярностью?
4. Что такое простые и сложные реакции?
5. От чего зависит: а) скорость химической реакции, б) константа скорости химической реакции?
6. Можно ли по виду уравнения химической реакции определить: а) порядок реакции, б) механизм реакции, в) молекулярность реакции?
7. Что такое кинетическое уравнение?
8. В чем заключается различие понятий «порядок» и «молекулярность» химической реакции? В каком случае эти величины могут быть равны?
9. Для реакции, протекающей в жидкой фазе,



выразите скорость процесса через изменения количеств каждого из участвующих в реакции веществ.

10. Укажите порядок приведенных ниже реакций отдельно по веществам и в целом:



11. Как изменится скорость реакции синтеза аммиака $1/2N_2 + 3/2H_2 \rightarrow NH_3$, если уравнение реакции записать в виде $N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$?

12. Чему равен общий порядок элементарных реакций: а) $Cl + H_2 \rightarrow HCl + H$; б) $2NO + Cl_2 \rightarrow 2NOCl$?

13. Какие из вышеперечисленных величин могут принимать: а) отрицательные; б) дробные значения: скорость реакции, порядок реакции, молекулярность реакции, константа скорости, стехиометрический коэффициент?

14. Как выражается скорость элементарной реакции $C_2H_5Br + OH^- \rightarrow C_2H_5OH + Br^-$ через концентрации этанола и щелочи?

15. Во сколько раз увеличится скорость прямой и обратной элементарных реакций $A \leftrightarrow 2D$ в газовой фазе при увеличении давления в 3 раза?

16. В некоторый момент времени скорость сгорания циклогексана в избытке кислорода равна $0.350 \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1} \cdot \text{с}^{-1}$. Чему равны скорость образования CO_2 и скорость расходования кислорода в этот момент?

17. Определите размерность константы скорости для реакции первого, второго и третьего порядка, если концентрация выражена в $\text{моль} \cdot \text{л}^{-1}$.

18. Определите общий порядок сложной реакции, если константа скорости имеет размерность $\text{л}^{1/2} \cdot \text{моль}^{-1/2} \cdot \text{с}^{-1}$.

19. Скорость реакции второго порядка $A + B \rightarrow D$ равна $2.7 \cdot 10^{-7} \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1} \cdot \text{с}^{-1}$ при концентрациях веществ А и В, соответственно, $3.0 \cdot 10^{-3} \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1}$ и $2.0 \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1}$. Рассчитайте константу скорости.

Оценка результатов тестирования производится по следующим критериям:

Оценка	Критерий оценивания при ответе на сложные вопросы (максимум неправильных ответов)	Критерий оценивания при ответе на простые вопросы (максимум неправильных ответов)
Отлично	1	2
Хорошо	2-3	4-5
Удовлетворительно	4-5	6-10
Неудовлетворительно	< 5	< 10

