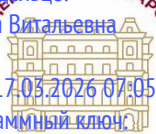


Документ подписан простой электронной подписью
Информация о владельце:
ФИО: Щёкина Вера Витальевна
Должность: Ректор
Дата подписания: 17.05.2026 07:05:09
Уникальный программный ключ:
a2232a55157e546551a8999b1190892af58989420420336ffb5f573a434a57789



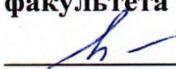
**МИНИСТЕРСТВО ПРОСВЕЩЕНИЯ
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ**

**Федеральное государственное бюджетное образовательное
учреждение высшего образования
«Благовещенский государственный педагогический университет»**

**ОСНОВНАЯ ОБРАЗОВАТЕЛЬНАЯ ПРОГРАММА
Рабочая программа дисциплины**

УТВЕРЖДАЮ

**Декан естественно-географического
факультета ФГБОУ ВО «БГПУ»**

 **И.А. Трофимцова**

«29» мая 2024 г.

**Рабочая программа дисциплины
«ФИЗИЧЕСКАЯ ХИМИЯ»**

**Направление подготовки
44.03.05 ПЕДАГОГИЧЕСКОЕ ОБРАЗОВАНИЕ
(с двумя профилями подготовки)**

**Профиль
«БИОЛОГИЯ»**

**Профиль
«ХИМИЯ»**

**Уровень высшего образования
БАКАЛАВРИАТ**

**Принята на заседании кафедры химии
(протокол № 8 от «22» мая 2024 г.)**

Благовещенск 2024

СОДЕРЖАНИЕ

1 ПОЯСНИТЕЛЬНАЯ ЗАПИСКА.....	3
2 УЧЕБНО-ТЕМАТИЧЕСКОЕ ПЛАНИРОВАНИЕ	4
3 СОДЕРЖАНИЕ ТЕМ (РАЗДЕЛОВ).....	6
4 МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ (УКАЗАНИЯ) ДЛЯ СТУДЕНТОВ ПО ИЗУЧЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ.....	9
5 ПРАКТИКУМ ПО ДИСЦИПЛИНЕ.....	10
6 ДИДАКТИЧЕСКИЕ МАТЕРИАЛЫ ДЛЯ КОНТРОЛЯ(САМОКОНТРОЛЯ) УСВОЕННОГО МАТЕРИАЛА.....	34
7 ПЕРЕЧЕНЬ ИНФОРМАЦИОННЫХ ТЕХНОЛОГИЙ, ИСПОЛЬЗУЕМЫХ В ПРОЦЕССЕ ОБУЧЕНИЯ.....	55
8 ОСОБЕННОСТИ ИЗУЧЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ ИНВАЛИДАМИ И ЛИЦАМИ С ОГРАНИЧЕННЫМИ ВОЗМОЖНОСТЯМИЗДОРОВЬЯ.....	55
9 СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ И ИНФОРМАЦИОННЫХ РЕСУРСОВ.....	48
10 МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКАЯ БАЗА.....	49
11 ЛИСТ ИЗМЕНЕНИЙ И ДОПОЛНЕНИЙ.....	51

1 ПОЯСНИТЕЛЬНАЯ ЗАПИСКА

1.1 Цель дисциплины: сформировать фундаментальные знания в различных разделах физической химии (химическая термодинамика, фазовые, химические и адсорбционные равновесия, учение о растворах, химическая кинетика, катализ и электрохимия).

1.2 Место дисциплины в структуре ООП

Дисциплина «Физическая химия» относится к дисциплинам обязательной части предметно-методического модуля по профилю «Химия» блока Б1 (Б1.О.08.05).

Для освоения дисциплины «Физическая химия» обучающиеся используют знания, умения, сформированные в ходе изучения неорганической и аналитической химии.

1.3 Дисциплина направлена на формирование следующих компетенций: УК-1, ОПК-8, ПК-2:

- **УК-1.** Способен осуществлять поиск, критический анализ и синтез информации, применять системный подход для решения поставленных задач, **индикаторами** достижения которой является:

- УК-1.1 Демонстрирует знание особенностей системного и критического мышления и готовность к нему.

- УК-1.2 Находит и критически анализирует информацию, необходимую для решения поставленной задачи.

- УК-1.3 Аргументированно формирует собственное суждение и оценку информации, принимает обоснованное решение.

- **ОПК-8.** Способен осуществлять педагогическую деятельность на основе специальных научных знаний, **индикатором** достижения которой является:

- ОПК-8.3 Демонстрирует специальные научные знания, в том числе в предметной области.

- **ПК-2.** Способен осуществлять педагогическую деятельность по профильным предметам (дисциплинам, модулям) в рамках программ основного общего и среднего общего образования, **индикатором** достижения которой является:

- ПК-2.2 Применяет основы теории фундаментальных и прикладных разделов химии (неорганической, аналитической, органической, физической, химии ВМС, химических основ биологических процессов, химической технологии) для решения теоретических и практических задач.

1.4 Перечень планируемых результатов обучения. В результате изучения дисциплины студент должен

- **знать:**

- пути поиска информации для использования полученных теоретических и практических знаний в области физической химии;

- основы поиска, критического анализа и синтеза информации, системного подхода для решения поставленных задач в рамках дисциплины физическая химия;

- методы и способы обработки информации результатов химического эксперимента, результатов наблюдений и измерений;

- информационные источники справочного, научного, нормативного характера;

- основы химической термодинамики;

- химическую кинетику и катализ;

- основы электрохимии.

- **уметь:**

- применять и анализировать основы поиска, критического анализа и синтеза информации, системного подхода для решения поставленных задач;

- сопоставляет разные источники информации с целью выявления их противоречий и поиска достоверных суждений;

- интерпретировать физико-химические свойства веществ на основе полученных теоретических знаний.

- проводить самостоятельный поиск химической информации с использованием различных источников (научно-популярных изданий, компьютерных баз данных, ресурсов Internet).

- владеть:

- навыками анализа, применения основ поиска, критического анализа и синтеза информации, системного подхода для решения поставленных задач в рамках дисциплины физическая химия;

- навыками грамотно, логично, аргументированно формировать собственные суждения и оценки;

- навыками делать заключения и выводы по результатам анализа литературных данных, собственных экспериментальных и расчетно-теоретических работ по физической химии;

- практическими навыками экспериментальной работы;

- методами решения расчетных задач.

1.5 Общая трудоемкость дисциплины «Физическая химия» составляет 4 зачетных единиц (далее – ЗЕ) (144 часов).

Программа предусматривает изучение материала на лекциях и лабораторных занятиях. Предусмотрена самостоятельная работа студентов по темам и разделам. Проверка знаний осуществляется фронтально, индивидуально.

1.6 Объем дисциплины и виды учебной деятельности

Объем дисциплины и виды учебной деятельности

Вид учебной работы	Всего часов	Семестр 5
Общая трудоемкость	144	5
Контактная работа	64	
Лекции	26	
Лабораторные работы	38	
Самостоятельная работа	44	
Вид итогового контроля:	36	Экзамен

2 УЧЕБНО-ТЕМАТИЧЕСКОЕ ПЛАНИРОВАНИЕ

Учебно-тематический план (очная форма обучения)

№	Наименование тем (разделов)	Всего часов	Аудиторные занятия		Самостоятельная работа
			Лекции	Лабораторные занятия	
I	Введение в физическую химию	3	1		2
II	Основы химической термодинамики	47	7	22	18
1	Основные понятия химической термодинамики	2	1		1
2	Теплоемкость. Теории теплоемкости	2	1		1
3	Первый закон термодинамики и его приложение к различным процессам. Термохимия	2	1		1
4	Второй и третий законы термодинамики. Энтропия	2	1		1
5	Термодинамические потенциалы (энергия Гельмгольца и энергия Гиббса). Химический потенциал	3	1		2
6	Термодинамика химического равновесия	3	1		1
7	Фазовые равновесия в гетерогенных системах	2	1		1

8	Определение интегральной теплоты растворения соли в воде	6		4	2
9	Определение теплоты нейтрализации	6		4	2
10	Определение теплоты диссоциации слабого электролита	6		4	2
11	Определение константы равновесия гомогенной химической реакции в растворе	6		4	2
12	Термический анализ системы фенол-нафталин	8		6	2
III	Растворы	18	8	4	6
1	Термодинамика растворов неэлектролитов	3	2		1
2	Термодинамика летучих жидких смесей	3	2		1
3	Коллигативные свойства разбавленных растворов неэлектролитов (равновесие в системе летучий растворитель - нелетучее растворенное вещество)	6	4		2
4	Определение молярной массы растворенного вещества методом криоскопии	6		4	2
IV	Электрохимия	18	6	4	8
1	Растворы электролитов	2	1		1
2	Электропроводность растворов электролитов	2	1		1
3	Равновесия в электрохимических системах	2	1		1
4	Типы электродов. Электрохимические цепи. Потенциометрия	3	1		2
5	Неравновесные электродные процессы. Электролиз. Электрохимическая кинетика	2	1		1
6	Коррозия и защита металлов	7	1	4	2
V	Химическая кинетика и катализ	22	4	8	10
1	Введение в химическую кинетику. Формальная кинетика односторонних простых реакций в закрытых системах	2	1		1
2	Сложные реакции. Цепные и фотохимические реакции	2	1		1
3	Теории химической кинетики	2	1		1
4	Химическая кинетика	2			2
5	Катализ	2	1		1
6	Определение константы скорости реакции окисления иодоводородной кислоты пероксидом водорода	6		4	2
7	Каталитическое влияние ионов меди и железа на скорость окисления иодоводородной кислоты персульфатом аммония	6		4	2
	Экзамен	36			
	Итого	144	26	38	44

Интерактивное обучение по дисциплине

№	Наименование тем (разделов)	Вид занятия	Форма интерактивного занятия	Кол-во часов
1.	Теплоемкость. Теории теплоемкости	ЛК	Лекция-консультация	2
2.	Основные понятия химической термодинамики	ЛК	Лекция-консультация	2
3.	Определение интегральной теплоты растворения соли в воде	ЛБ	Работа в малых группах	2
4.	Термодинамика растворов неэлектролитов	ЛК	Лекция-консультация	2
5.	Коллигативные свойства разбавленных растворов неэлектролитов (равновесие в системе летучий растворитель - нелетучее растворенное вещество)	ЛК	Лекция с ошибками	2
6.	Растворы электролитов	ЛК	Видеоконференция	2
7.	III.4 Типы электродов. Электрохимические цепи. Потенциометрия	ЛК	Case-study (анализ конкретных практических ситуаций)	2
8.	Коррозия и защита металлов	ЛБ	Работа в малых группах	2
9.	Определение константы скорости реакции окисления иодоводородной кислоты пероксидом водорода	ЛБ	Работа в малых группах	2
10.	Каталитическое влияние ионов меди и железа на скорость окисления иодоводородной кислоты персульфатом аммония	ЛБ	Работа в малых группах	2
ИТОГО		20		

3 СОДЕРЖАНИЕ ТЕМ (РАЗДЕЛОВ)

I Введение в физическую химию

Предмет, метод и содержание физической химии. Место физической химии в естествознании. Физическая химия как теоретическая основа химии. Основные этапы развития физической химии. Роль русских ученых в развитии физической химии. Вклад зарубежных ученых в разработку теории электрохимии, химической термодинамики, растворов, катализа. Современное состояние физической химии. Роль физической химии в подготовке учителя химии и биологии.

Роль и место физической и коллоидной химии в обучении химии в соответствии с требованиями ФГОС ОО.

II Основы химической термодинамики

Предмет и метод химической термодинамики. Этапы развития термодинамики. Основные понятия: системы и их классификация, состояние и классификация процессов. Формы обмена энергией системы с окружающей средой: теплота и работа. Уравнение состояния идеального газа. Основное уравнение кинетической теории газов. Работа расширения идеального газа. Максимальная работа. Теплоемкость, виды теплоемкости. Теории теплоемкости газов и твердых веществ. Зависимость теплоемкости от температуры.

Первый закон термодинамики. Математические соотношения, связывающие параметры состояния. Эквивалентность теплоты и работы. Формулировки I закона термодинамики и их математические выражения. Внутренняя энергия системы. Приложение I закона термодинамики к изотермическим, изохорным, изобарным процессам. Энтальпия системы. Адиабатический процесс.

Приложение I закона термодинамики к химическим и биологическим процессам.

Закон Г. И. Гесса и следствия из него. Термохимия. Термохимические уравнения. Энтальпия фазовых превращений, образования, сгорания, растворения. Расчет тепловых эффектов реакций, энергии связи, кристаллической решетки, гидратации, ионизации. Калориметрия. Зависимость изменения энтальпии химической реакции от температуры. Закон Р. Кирхгофа.

Второй закон термодинамики. Формулировки второго закона термодинамики, его значение. Цикл С. Карно и максимальный коэффициент полезного действия. Обратимые и необратимые процессы. Энтропия и вероятность. Термодинамическая и статистическая интерпретация энтропии. Уравнение Больцмана. Уравнения, объединяющие первый и второй законы термодинамики. Зависимость энтропии от параметров состояния. Энтропия смешения газов. Изменение энтропии в необратимых процессах. Расчет изменения энтропии для различных процессов. Энтропия и информация.

Третий закон термодинамики. Формулировки и статистическое обоснование третьего начала термодинамики. Недостижимость абсолютного нуля температуры. Следствия из третьего начала термодинамики. Тепловая теорема Нернста. Абсолютные энтропии. Расчет абсолютных энтропий. Изменение энтропии при изменении объема системы и температуры, числа частиц, при фазовых превращениях.

Энергия Гиббса и энергия Гельмгольца. Критерии равновесия и направленности самопроизвольных процессов. Физический смысл термодинамических потенциалов, зависимость их от параметров состояния. Максимальная работа процесса и химическое сродство. Расчет изменения стандартной энергии Гиббса и константы равновесия с помощью функции приведенной энергии Гиббса.

Термодинамика систем с переменным числом частиц. Расчет направленности химических процессов. Открытые системы. Химический потенциал. Связь химических потенциалов с термодинамическими потенциалами. Формулы для расчета химических потенциалов. Фундаментальные уравнения химической термодинамики. О применении законов термодинамики к биологическим системам.

Термодинамика химического равновесия. Термодинамический вывод закона действующих масс для состояния химического равновесия. Физический смысл константы химического равновесия. Основные признаки состояния химического равновесия. Взаимосвязь между константами химического равновесия. Уравнение изотермы химической реакции. Смещение химического равновесия. Уравнения изохоры, изобары химической реакции, уравнение зависимости константы равновесия от давления. Влияние изменения концентрации на смещение равновесия. Определение равновесных выходов веществ по константе равновесия.

Термодинамика фазовых равновесий в гетерогенных системах. Условия равновесия между фазами, фазовые равновесия I и II рода. Классификация гетерогенных систем. Правило фаз Гиббса. Давление пара твердых и жидких тел. Уравнение Клапейрона-Клаузиуса. Применение правила фаз Гиббса к одно-, двухкомпонентным системам. Диаграммы состав-температура кристаллизации, состав-температура испарения двухкомпонентной системы. Термический анализ. Работы Н. С. Курнакова.

III Растворы

Растворы и их характеристика. Процессы сольватации. Сильные и слабые электролиты. Теория Аррениуса. Теория сильных электролитов. Слабые электролиты. Закон разбавления Оствальда.

Идеальные, предельно разбавленные и неидеальные растворы. Давление насыщенного пара компонента над раствором. Уравнение Рауля и Генри. Растворимость газов. Растворимость твердых веществ. Распределение растворенного вещества между двумя не смешивающимися растворителями. Экстракция.

Термодинамика растворов жидких летучих веществ. Законы Д. П. Коновалова. Летучие смеси с неограниченно смешивающимися жидкостями. Идеальные летучие смеси. Перегонка летучих жидких смесей. Ограниченно растворимые и практически взаимно не-

растворимые летучие смеси.

Коллигативные свойства растворов неэлектролитов: понижение давления насыщенного пара растворителя над раствором, понижение температуры замерзания и повышение температуры кипения. Криоскопия. Эбулиоскопия. Диффузия и осмос. Электропроводность растворов. pH и буферные растворы. Законы Рауля и Вант-Гоффа. Значение коллигативных свойств растворов. Роль осмоса в биологических процессах.

IV Электрохимия

Отклонения в коллигативных свойствах растворов электролитов от свойств растворов неэлектролитов. Изотонический коэффициент, его связь со степенью электролитической диссоциации. Закон разбавления Оствальда. Причины и механизм электролитической диссоциации.

Термодинамическая и электростатическая теория растворов электролитов. Средний коэффициент активности сильного электролита. Основные понятия электростатической теории растворов сильных электролитов Дебая и Хюккеля. Расчет коэффициентов активности.

Электропроводность растворов электролитов. Удельная и эквивалентная электропроводность, зависимость их от концентрации, температуры, давления и природы электролита. Теория электролитической проводимости растворов Дебая-Онзагера. Аномальные подвижности ионов. Метод измерения электропроводности и его применение. Кондуктометрия. Подвижность и числа переноса ионов. Механизм электропроводности водных растворов кислот и щелочей.

Равновесные электродные процессы. Определение электрохимических систем. Электрод, электродный потенциал, электродвижущая сила электрохимической цепи.

Равновесия металл-раствор, раствор-раствор, металл-металл. Межфазные потенциалы (гальвани-потенциалы). Соотношение между изменением энергии Гиббса и электродным потенциалом электрохимической системы. Уравнение Нернста для расчета величин электродных потенциалов. Стандартный потенциал электрода. Водородная шкала стандартных электродных потенциалов.

Типы электродов. Электроды первого и второго рода. Окислительно-восстановительные электроды. Газовые электроды. Ионоселективные электроды. Применение различных типов электродов.

Гальванические элементы. Классификация гальванических элементов. Термодинамика гальванического элемента. Химические цепи. Концентрационные цепи. Потенциометрия. Потенциометрическое определение стандартных термодинамических функций и константы равновесия электрохимических реакций, среднего коэффициента активности и активности электролита.

Неравновесные электродные процессы. Законы Фарадея. Электрохимические эквиваленты. Выход вещества по току. Скорость электрохимических процессов. Поляризация электродов при прохождении электрического тока. Зависимость скорости электродной реакции от потенциала электрода. Перенапряжение электрохимической реакции и перенапряжение концентрации. Напряжение разложения. Перенапряжение восстановления водородных ионов. Уравнение Тафеля. Предельный ток диффузии. Полярография. Особенности электролиза водных растворов и расплавов электролитов.

Химическая и электрохимическая коррозия металлов и методы борьбы с ней. Пассивность металлов. Ингибиторы коррозии. Защита от коррозии.

V Химическая кинетика и катализ

Предмет и метод химической кинетики. Основные понятия. Мера скорости реакций. Закон действия масс. Молекулярность и порядок реакций. Определение порядка и константы скорости реакции. Сложные реакции. Кинетика реакций в газовом потоке. Влияние температуры на скорость реакции. Теория активных столкновений. Теория переходного состояния. Теория абсолютных скоростей реакций.

Цепные реакции. Теория разветвленных цепных реакций. Работы академика Н. Н. Семенова и Ю. Э. Харитона в области теории горения и взрыва.

Фотохимические реакции. Закон эквивалентности. Другие законы фотохимии. Квантовый выход. Значение фотохимических реакций в биологии.

Катализ. Гомогенный катализ. Основные понятия. Причины каталитического действия. Механизм гомогенного катализа. Кислотно-основной катализ. Гомогенные катализаторы. Профиль пути гомогенной каталитической реакции.

Гетерогенный катализ. Механизм гетерогенного катализа. Профиль пути гетерогенной каталитической реакции. Кинетика гетерогенного катализа. Теории гетерогенного катализа. Значение каталитических реакций.

4 МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ (УКАЗАНИЯ) ДЛЯ СТУДЕНТОВ ПО ИЗУЧЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ

Рабочая программа призвана помочь студентам в организации самостоятельной работы по освоению дисциплины «Физическая химия». Физическая химия является теоретической основой химии, т. к. химические реакции связаны с разнообразными физическими процессами: теплопередачей, поглощением или выделением теплоты, поглощением или излучением света, электрическими явлениями, изменением объема и т. д. Необходимость знания физической химии обуславливается все увеличивающимся значением отдельных ее разделов.

Рекомендации:

- перед очередной лекцией необходимо просмотреть по конспекту материал предыдущей лекции. При затруднениях в восприятии материала надо обратиться к основным литературным источникам. Если разобраться в материале опять не удалось, обратиться к преподавателю по графику его консультаций или на практических занятиях;

- обратить особое внимание на физическую сущность и графическое сопровождение основных рассматриваемых теоретических положений.

- на занятия носить рекомендованную преподавателем литературу;

- обязательно иметь собственный инженерный калькулятор;

- до очередного практического занятия по конспекту (или литературе) проработать теоретический материал, соответствующий теме занятия;

- в начале занятий задать преподавателю вопросы по материалу, вызвавшему затруднения в его понимании и освоении при решении задач, заданных для самостоятельного решения;

- иметь при себе конспект лекций;

- решение задачи всегда начинать с выражения, позволяющего получить конечный результат, а затем находить необходимые компоненты для его получения;

- на занятии доводить каждую задачу до окончательного решения, в случае затруднений обращаться к преподавателю;

- все расчетные величины должны иметь соответствующую размерность, а форма записи расчетов должна иметь вид – символы, числа, результат. Такая форма записи поможет быстро обнаружить неточность в расчетах и получить правильный результат.

Учебно-методическое обеспечение самостоятельной работы студентов по дисциплине

№	Наименование раздела (темы)	Формы/виды самостоятельной работы	Количество часов, в соответствии с учебно-тематическим планом
I.	Введение в физическую химию	Изучение основной литературы Изучение дополнительной литературы Конспектирование изученных источников	2
II.	Основы химиче-	Изучение основной литературы	18

	ской термодинамики	Изучение дополнительной литературы Конспектирование изученных источников Оформление лабораторной работы Подготовка отчета по лабораторной работе Решение расчетных задач Подготовка рефератов	
III.	Растворы	Изучение основной литературы Изучение дополнительной литературы Конспектирование изученных источников Оформление лабораторной работы Подготовка отчета по лабораторной работе Решение расчетных задач Подготовка рефератов	6
IV.	Электрохимия	Изучение основной литературы Изучение дополнительной литературы Конспектирование изученных источников Оформление лабораторной работы Подготовка отчета по лабораторной работе Решение расчетных задач	8
V.	Химическая кинетика и катализ	Изучение основной литературы Изучение дополнительной литературы Конспектирование изученных источников Оформление лабораторной работы Подготовка отчета по лабораторной работе Решение расчетных задач Подготовка рефератов	10
	ИТОГО		44

5 ПРАКТИКУМ ПО ДИСЦИПЛИНЕ

План лабораторных работ по дисциплине «Физическая химия»

№	Тема	Вид работы	Кол-во часов
1	Определение интегральной теплоты растворения соли в воде	Лабораторная работа	4
2	Определение теплоты нейтрализации	Лабораторная работа	4
3	Определение теплоты диссоциации слабого электролита	Лабораторная работа	4
4	Определение константы равновесия гомогенной химической реакции в растворе	Лабораторная работа	4
5	Термический анализ системы фенол-нафталин	Лабораторная работа	6
6	Определение молярной массы растворенного вещества методом криоскопии	Лабораторная работа	4
7	Коррозия и защита металлов	Лабораторная работа	4
8	Определение константы скорости и энергии активации реакции окисления иодоводородной кислоты пероксидом водорода	Лабораторная работа	4
9	Каталитическое влияние ионов меди и железа на	Лабораторная работа	4

	скорость окисления иодоводородной кислоты персульфатом аммония		
	Всего		38

Правила техники безопасности

1. Студент допускается к работе в лаборатории только после инструктажа по технике безопасности, что подтверждается росписью студента и лица, проводившего инструктаж, в специальном журнале.
2. Все студенты, прошедшие инструктаж, должны строго придерживаться правил техники безопасности. За несоблюдение правил установлена ответственность в административном или судебном порядке.
3. Работа студента в лаборатории разрешается в часы, отведенные по расписанию, а также в дополнительное время, согласованное с преподавателем, под наблюдением преподавателя или лаборанта.
4. Запрещается принимать пищу в лаборатории, пробовать на вкус химические вещества, оставлять какие-либо реактивы в посуде без соответствующей надписи.
5. Все растворы, не подлежащие сливу в канализацию (органические растворители, соли ртути и серебра, легковоспламеняющиеся жидкости, концентрированные кислоты и щелочи и т. д.), следует выливать в особые банки для слива, получив указание лаборанта.
6. Концентрированные кислоты и щелочи, сильнодействующие реактивы (бром и др.) надо хранить в вытяжном шкафу под тягой на подносе и не выносить их оттуда.
7. При всех работах с едкими веществами (кислоты, щелочи и др.) необходимо соблюдать максимальную осторожность, имея в виду, что несчастные случаи всегда происходят в результате неосведомленности, невнимательности или небрежности работающего.
8. Беря вещество для опыта, следует внимательно прочитать этикетку и проверить содержимое по качественным признакам (цвет, запах, консистенция и др.).
9. При попадании едкого вещества на стол или на пол следует это место сразу же засыпать песком, затем песок собрать и вынести из помещения. Облитое кислотой место промыть раствором соды.
10. Реакции, которые могут сопровождаться сильным разогревом (растворение кислот, щелочей), следует проводить только в посуде из химического стекла, а не в толстостенной посуде. При этом реакционный сосуд помещают в кристаллизатор.
11. Засасывать едкие жидкости в пипетку необходимо только с помощью груши или пневмонасоса, а не ртом.
12. Нагревать растворы на плитке следует только в посуде из химического стекла без пробки. При этом посуда должна быть сухой снаружи. Брать нагретые предметы необходимо с помощью полотенца или специальных напальчников.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА 1.

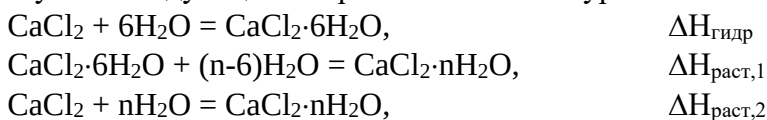
ОПРЕДЕЛЕНИЕ ИНТЕГРАЛЬНОЙ ТЕПЛОТЫ РАСТВОРЕНИЯ СОЛИ В ВОДЕ

Теоретическая часть. Тепловым эффектом химической реакции называется количество тепла, которое выделяется или поглощается при протекании реакции в условиях, когда исходные вещества и продукты реакции имеют одну и ту же температуру, система не производит никакой работы против сил внешнего давления, объем или давление постоянны.

Растворение веществ сопровождается тепловыми эффектами (теплота растворения). Под тепловым эффектом растворения понимают количество выделившейся или поглощенной теплоты при растворении 1 моля вещества в большом количестве растворителя (не менее 300 моль).

Теплота гидратации или гидратообразования ($\Delta H_{\text{гидр}}$) – это теплота, которую система выделяет, присоединяя к 1 моль твердой безводной соли соответствующее количество

кристаллизационной воды. Непосредственное определение $\Delta H_{\text{гидр}}$ затруднено, поэтому ее определяют по закону Гесса (1837 г.): тепловые эффекты химических реакций не зависят от пути, по которым реакции протекают, а зависят лишь от природы и физического состояния исходных веществ и продуктов реакции. Используя закон Гесса, можно рассчитать тепловые эффекты процессов, которые по тем или иным причинам непосредственно не могут быть определены. Например, зная интегральные теплоты растворения безводной соли и кристаллогидрата в таких количествах воды, чтобы полученный раствор в обоих случаях имел одинаковую концентрацию и был бы достаточно разбавленным, можно рассчитать $\Delta H_{\text{гидр}}$. Рассмотрим определение теплоты гидратации хлорида кальция, для чего воспользуемся следующими термохимическими уравнениями:



тогда по закону Гесса $\Delta H_{\text{гидр}} = \Delta H_{\text{раст},2} - \Delta H_{\text{раст},1}$.

Экспериментально определяя теплоту растворения кристаллогидрата $\Delta H_{\text{раст},1}$ и безводной соли $\Delta H_{\text{раст},2}$, рассчитывают теплоту гидратообразования $\Delta H_{\text{гидр}}$. Растворение в воде безводных солей протекает обычно с выделением теплоты ($\Delta H_{\text{раст},2} < 0$), а кристаллогидратов чаще всего сопровождается поглощением теплоты ($\Delta H_{\text{раст},1} > 0$).

Теплота растворения твердого соединения с ионной кристаллической решеткой определяется в основном суммой двух величин: теплоты разрушения кристаллической решетки и теплоты сольватации ионов молекулами растворителя. В связи с тем, что на разрушение кристаллической решетки теплота затрачивается, а процесс сольватации сопровождается выделением теплоты, знак теплоты растворения может оказаться как положительным, так и отрицательным, в зависимости от того, какое из двух слагаемых больше по абсолютной величине.

Теплота растворения зависит от концентрации образующегося раствора. Например, при растворении одного моль $\text{CuSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ в 8 моль воды поглощается 3,35 кДж теплоты, при растворении того же количества кристаллогидрата в 12 молях воды теплота растворения равна нулю, а при растворении в очень большом количестве воды выделяется 17,67 кДж теплоты.

Различают интегральную и дифференциальную теплоты растворения. Теплота, которая поглощается или выделяется при растворении одного моль вещества в таком количестве растворителя, чтобы образовался раствор с определенной моляльностью m , называется интегральной теплотой растворения. Дифференциальной теплотой растворения называется тепловой эффект, сопровождающий процесс растворения одного моль вещества в бесконечно большом количестве растворителя.

Дифференциальные теплоты растворения определяются расчетным методом. Интегральные теплоты растворения находятся экспериментально.

Теплоты растворения определяют калориметрическим методом, который основан на измерении изменения температуры раствора при растворении солей.

Цель работы. Определить интегральную теплоту растворения неизвестной соли в воде.

Задачи:

- определить изменение температуры при растворении известной соли;
- определить интегральную теплоту растворения данной соли (по справочнику);
- рассчитать постоянную калориметра;
- определить ΔT при растворении неизвестной соли;
- рассчитать интегральную теплоту растворения неизвестной соли.

Приборы и реактивы. Учебно-лабораторный комплекс «Химия» (центральный контролер, модуль «Термостат» в комплекте со стеклянным стаканчиком (150 см³), тер-

модатчиком и устройством для размещения навески); хлорид аммония; сухие соли KI, NaCl, NH_4NO_3 .

Порядок выполнения работы. Для экспериментального определения теплоты растворения неизвестной соли вначале определяют постоянную калориметра. Для этого стакан, в который налито 100 см^3 дистиллированной воды, устанавливают в калориметр и закрывают крышкой с укрепленным в ней датчиком температуры. В отверстие крышки вставляют специальную пробирку, в которую предварительно насыпано 2 г измельченной соли с известной теплотой растворения (NH_4Cl). Проводят растворение соли. Графическим методом определяют изменение температуры при растворении соли и рассчитывают постоянную калориметра.

Затем выливают из стакана раствор, ополаскивают дистиллированной водой, наливают в него 100 см^3 дистиллированной воды и устанавливают в калориметр. Затем проводят растворение 1 г неизвестной соли аналогично растворению соли с известной теплотой растворения, определяют изменение температуры и рассчитывают интегральную теплоту растворения.

Расчет теплоты растворения проводят на основе уравнения теплового баланса:

$$Q = \left[(m_1 + m_2)c + \sum_{i \geq 3}^n m_i c_i \right] \Delta T,$$

где m_1 и m_2 – масса воды и соли, соответственно, г; c – теплоемкость образующегося раствора, Дж/г·К, (для используемых в данной работе количеств воды и солей $c \approx 4,18$ Дж/г·К); m_i и c_i – масса и теплоемкость составных частей калориметра.

Точно определить m_i и c_i не представляется возможным. Поэтому сумму $\sum_{i \geq 3}^n m_i \cdot c_i$ обозначают символом K , называемым постоянной калориметра, и определяют его значение по изменению температуры при растворении определенного количества соли с известной теплотой растворения. Постоянная калориметра K – количество тепла, которое необходимо подвести к участвующей в теплообмене части калориметра, чтобы поднять его температуру на 1°C .

Уравнение теплового баланса запишется тогда:

$$Q = [(m_1 + m_2)c + K] \Delta T.$$

Отсюда

$$K = \frac{Q}{\Delta T} - (m_1 + m_2)c,$$

где $Q = \Delta H m_2$; ΔH – интегральная теплота растворения соли, Дж/г.

В качестве соли с известной интегральной теплотой растворения можно использовать NH_4Cl (таблица 1).

Таблица 1 – Интегральная теплота растворения NH_4Cl при 25°C

м, моли соли на 1 кг воды	ΔH_m , кДж/моль
0,1	15,10
0,2	15,19
0,3	15,23
0,4	15,27
0,5	15,27
1,0	15,31

Графический метод определения изменения температуры. Необходимые для определения изменения температуры линии проводятся следующим образом. Нажимаем кнопку «прямая линия» () , подводим курсор к соответствующей точке графика и,

нажав левую клавишу мыши, устанавливаем начальную точку линии. Зафиксировать линию нужно повторным нажатием кнопки (отменить – правой кнопкой мыши).

Для измерения ΔT проводим вертикальную линию до пересечения с полученными линиями. Для этого нажимаем кнопку «линейка» () , устанавливаем курсор на одной из линий и проводим вертикальную линию. В поле «Результат» можно увидеть изменение температуры при растворении соли (рисунок 1).

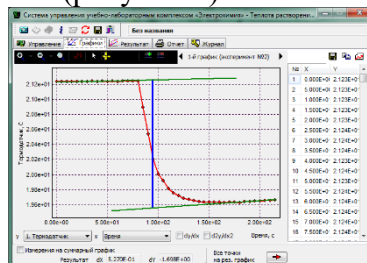


Рисунок 1 – Графический способ определения изменения температуры

Изменить масштаб графика можно с помощью кнопок, расположенных в левом верхнем углу. Проведенные линии можно убрать, используя соответствующие режимы. В режиме «прямая линия» подвести курсор к линии и нажать правую кнопку мыши, в режиме «линейка» убирается результат измерения линия.

Пример расчета теплоты растворения неизвестной соли. Исходные данные. При определении постоянной калориметра, в 500 см³ воды растворялось 5 г NH₄Cl. Действительное изменение температуры, определенное графическим методом, составило 0,6 °С. При растворении 5 г неизвестной соли действительное изменение температуры составило 0,68 °С. Температура воды – 25 °С.

Определим молярную концентрацию раствора, образующегося при растворении 5 г NH₄Cl.

Молярная масса NH₄Cl – M = 53,5 г/моль. 5 г NH₄Cl составляет 5/53,5 = 0,0935 моль. В 500 г воды растворили 0,0935 моль, а в 1000 г будет растворено 0,187 моль. Следовательно, моляльность m = 0,187 моль/кг.

В таблице 1 для NH₄Cl даны интегральные теплоты растворения: при m = 0,1 моль/кг, ΔH_m = 15,1 кДж/моль и при m = 0,2 моль/кг, ΔH_m = 15,19 кДж / моль. Методом интерполяции определяем интегральную теплоту растворения для m = 0,187 моль/кг. Увеличение ΔH_m при увеличении моляльности на 0,1 моль/кг составляет 15,19 – 15,1 = 0,09 кДж/моль.

Тогда, увеличение ΔH_m на 0,187 – 0,1 = 0,087 моль/кг равно 0,09 · 0,087/0,1 = 0,08 кДж/моль. Отсюда, интегральная теплота растворения NH₄Cl, при образовании раствора с моляльностью m = 0,187 моль/кг равно 15,1 + 0,08 = 15,18 кДж/моль = 15,1873/53,5 = 284 Дж/г.

При растворении 5 г NH₄Cl поглотилось Q = 284 · 5 = 1,42 кДж теплоты. Теплоемкость раствора приближенно равна 4,18 Дж/г·К.

$$K = \frac{Q}{\Delta T} - (m_1 + m_2) \cdot c = \frac{1420}{0,6} - (500 + 5) \cdot 4,18 = 255,1 \text{ кДж/К}$$

Определение теплоты растворения неизвестной соли

$$Q = [(m_1 + m_2)c + K]\Delta T = [(500 + 5)4,18 + 255,1]0,68 = 1638,8 \text{ Дж}$$

Удельная теплота растворения неизвестной соли

$$q = 1638,8/5 = 327,6 \text{ Дж/г}$$

В справочниках приводятся интегральные теплоты растворения различных солей в кДж/моль. Так как молярная масса соли неизвестна, то необходимо пересчитать молярные интегральные теплоты растворения на удельные. Так для KI – q = 125,5 кДж/г, для NaCl – q = 73 кДж/г, для NH₄NO₃ – q = 321,87 кДж/г.

Требования к отчету. Наименование работы, цель работы, краткое описание методики, список приборов и реактивов, порядок выполнения лабораторной работы, результаты измерений и вычислений (графики, формулы), определение ошибок измерений, выводы.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА 2. ОПРЕДЕЛЕНИЕ ТЕПЛОТЫ НЕЙТРАЛИЗАЦИИ

Теоретическая часть. При взаимодействии моль-эквивалента сильной кислоты с сильным основанием в разбавленных растворах выделяется почти одинаковое количество теплоты (55,9 кДж/моль при 298 К).

Постоянство теплот нейтрализации связано с тем, что при взаимодействии сильных кислот и оснований, полностью диссоциированных в водных растворах, из ионов H^+ (точнее H_3O^+) кислоты и ионов OH^- основания образуются молекулы воды:



При определении тепловых эффектов реакций нейтрализации необходимо учитывать, что при сливании растворов кислоты и основания происходит изменение объемов, то есть нужно еще учитывать две промежуточные теплоты разведения:

$$q = q_1 - q_2,$$

где q – теплота нейтрализации; q_1 – теплота нейтрализации и разведения; q_2 – теплота разведения.

Теплотой разведения щелочи можно пренебречь, т. к. в данной работе к большому объему щелочи добавляют небольшой объем кислоты, и объем щелочи мало изменяется в процессе опыта. Теплоту нейтрализации можно определить по формуле:

$$q = -(m_1c_1 + m_2c_2 + K)\Delta T_1 - (m_2c_2 + m_3c_3 + K)\Delta T_2,$$

где m_1 , c_1 – масса и теплоемкость щелочи; m_2 , c_2 – масса и теплоемкость кислоты; m_3 , c_3 – масса и теплоемкость воды; ΔT_1 , ΔT_2 – разность температур при нейтрализации и разведении соответственно.

Принимая, что теплоемкости растворов щелочи и кислоты примерно равны теплоемкости воды ($c_1 = c_2 = c_3 = c$), рассчитываем теплоту нейтрализации по формуле:

$$q = (m_1c + m_2c + K)(\Delta T_1 - \Delta T_2).$$

Цель работы. Калориметрическим методом определить теплоту нейтрализации сильной кислоты сильным основанием.

Приборы и реактивы. Учебно-лабораторный комплекс «Химия» (центральный контролер, модуль «Термостат» в комплекте со стеклянным стаканчиком (150 см³), термодатчиком и устройством для размещения навески), хлорид аммония, раствор NaOH ($C = 0,15$ моль/дм³), раствор HCl ($C = 5$ моль/дм³), дистиллированная вода.

Порядок выполнения работы.

Проводят калориметрическое определение действительного значения изменения температуры растворения соли с известной теплотой растворения.

Для этого стакан, в который налито 100 см³ дистиллированной воды, устанавливают в калориметр и закрывают крышкой с укрепленным в ней датчиком температуры. В отверстие крышки вставляют специальную пробирку, в которую предварительно насыпано 2 г измельченной соли с известной теплотой растворения (NH_4Cl). Проводят растворение соли. Графическим методом определяют изменение температуры при растворении соли и рассчитывают постоянную калориметра.

Проводят калориметрическое определение теплоты процесса нейтрализации и разведения q_1 . Для этого в калориметрический стакан внесите 100 мл раствора щелочи, измерьте температуру в течение 5 минут, затем через отверстие в крышке калориметра, с помощью устройства для размещения навески прилейте 3 мл кислоты. Продолжайте замеры температуры до тех пор, пока в течение 5 минут не будете наблюдать плавное равномерное ее изменение (то есть до окончания заключительного периода опыта). Графическим методом определяют изменение температуры ΔT_1 .

Проводят калориметрическое определение теплоты разведения кислоты. Для этого

повторите предыдущий опыт, но вместо раствора щелочи используйте дистиллированную воду. Графическим методом определяют изменение температуры ΔT_2 .

Теплоту нейтрализации q рассчитайте по формуле:

$$q = (m_1c + m_2c + K)(\Delta T_1 - \Delta T_2).$$

Полученное значение теплоты нейтрализации пересчитайте на 1 моль кислоты по формуле:

$$\Delta H = \frac{100 \cdot g}{VC},$$

где V – объем кислоты, см^3 ; C – концентрация кислоты, моль/ дм^3 .

Если опыт проводить при других концентрациях или объемах щелочи или кислоты, то тепловой эффект пересчитывают на вещество, взятое в меньшем количестве.

Сравните полученный результат с табличным (55,9 кДж/моль), найдите погрешность выполнения опыта

Требования к отчету. Наименование работы, цель работы, краткое описание методики, оборудования и хода работы, результаты измерений и вычислений (графики, формулы), определение ошибок измерений, выводы.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА 3.

ОПРЕДЕЛЕНИЕ ТЕПЛОТЫ ДИССОЦИАЦИИ СЛАБОГО ЭЛЕКТРОЛИТА

Теоретическая часть. Слабые электролиты, в частности слабые кислоты (в нашем случае это уксусная кислота), в водном растворе лишь частично диссоциированы на ионы. При смешивании слабой кислоты с сильным основанием происходит процесс нейтрализации кислоты, который можно представить как последовательность следующих стадий – диссоциации слабой кислоты и, собственно, реакции нейтрализации. В этом случае тепловой эффект смешения водных растворов слабой кислоты и сильного основания складывается из теплоты образования воды из ионов (реакции нейтрализации), теплоты диссоциации слабой кислоты и теплоты разбавления кислоты основанием.

Цель работы. Определить теплоту диссоциации слабой кислоты при ее взаимодействии с сильным основанием.

Приборы и реактивы. Учебно-лабораторный комплекс «Химия» (центральный контролер, модуль «Термостат» в комплекте со стеклянным стаканчиком (150 см^3), термодатчиком и устройством для размещения навески), растворы: 0,15 н. NaOH, 5 н. HCl, 5 н. CH_3COOH ; хлорид аммония, дистиллированная вода.

Порядок выполнения работы.

Определяют постоянную калориметра. Для этого стакан, в который налито 100 см^3 дистиллированной воды, устанавливают в калориметр и закрывают крышкой с укрепленным в ней датчиком температуры. В отверстие крышки вставляют специальную пробирку, в которую предварительно насыпано 2 г измельченной соли с известной теплотой растворения (NH_4Cl). Проводят растворение соли. Графическим методом определяют изменение температуры при растворении соли и рассчитывают постоянную калориметра.

Для определения теплоты смешения раствора уксусной кислоты со щелочью (Q_1) в качестве калориметрической жидкости используют 100 мл 0,15 н. раствора NaOH. В специальную пробирку помещают 3 мл 5 н. раствора CH_3COOH и закрепляют ее в крышке калориметра. В течение 5 минут фиксируют температуру начального периода.

Затем приливают, нажав на поршень специальной пробирки, к раствору щелочи раствор кислоты, продолжая измерение температуры. Когда изменение температуры станет равномерным, продолжают опыт еще 5 минут.

Определяют теплоту образования воды (нейтрализации сильной кислоты сильным основанием – (Q_2), из опыта (см. лабораторную работу № 4) или из табличных данных.

Определяют теплоту разведения CH_3COOH щелочью – (Q_3). Для этого вливают раствор кислоты (в таком же объеме, как при нейтрализации) в чистую воду, взятую в та-

ком же объеме, как щелочь. Графическим методом определяют ΔT и рассчитывают теплоту разведения:

$$Q_1 = Q_2 + Q_3 + Q_{\text{дисс}} \text{ и } Q_{\text{дисс}} = Q_1 - Q_2 - Q_3.$$

Теплотой разведения щелочи кислотой можно пренебречь, так как объем щелочи значительно больше объема кислоты.

Требования к отчету. Наименование работы, цель работы, краткое описание методики, оборудования и хода работы, результаты измерений и вычислений (графики, формулы), выводы.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА 4. ОПРЕДЕЛЕНИЕ КОНСТАНТЫ РАВНОВЕСИЯ ГОМОГЕННОЙ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ В РАСТВОРЕ

Теоретическая часть. Значение константы связано с энергией Гиббса:

$$\Delta G^\circ_{298} = -RT \ln K_c.$$

Это *уравнение изотермы химической реакции*, оно используется для расчетов в момент равновесия. Из уравнения изотермы можно определить направление протекания процесса:

- при высоких значениях K_c $\Delta G < 0$ – прямая реакция,
- при низких значениях K_c $\Delta G > 0$ – обратная реакция.

Существует *полное уравнение изотермы химической реакции*, когда концентрации веществ в системе являются неравновесными:

$$\Delta G^\circ_{298} = -RT \ln K_c + RT \ln \Pi_c;$$

$$\Delta G^\circ_{298} = -RT \ln (K_c / \Pi_c) = RT \ln (\Pi_c / K_c).$$

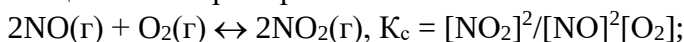
Проанализируем полное уравнение изотермы реакции. С помощью него мы можем более точно определить направленность процесса:

- $K_c > \Pi_c$, $\Delta G < 0$ – прямая реакция;
- $K_c < \Pi_c$, $\Delta G > 0$ – обратная реакция;
- $K_c = \Pi_c$, $\Delta G = 0$ – химическое равновесие.

K_c , выраженная через концентрацию, может использоваться только для веществ, находящихся в растворенном состоянии. Если вещества будут даны в газообразном состоянии, то необходимо выражать константу равновесия через парциальное давление:

$$K_p = (P^c_c \cdot P^d_d) / (P^a_a \cdot P^b_b).$$

Если реакция гетерогенная, то в выражение константы подставляют только газообразные вещества. Например:



В термодинамике различают *истинное* и *ложное* равновесие. Признаки истинного равновесия:

- равенство скоростей прямой и обратной реакций;
- значение энергии Гиббса минимально, $\Delta G = 0$. Значение энтропии максимально, $\Delta S = 0$;
- характеризуется подвижностью, способностью самопроизвольно восстанавливаться после небольших смещений внешних условий. Например, воздух сжимается при воздействии на него давления, когда же давление исчезает, то он восстанавливается до первоначального состояния;
- сохранение своего состояния во времени при отсутствии внешних воздействий;
- в момент равновесия состояние системы одинаково, не зависимо от того, с какой стороны система подошла к нему.

Ложное равновесие, которое имеет сходство с истинным, длительно во времени, но при этом $\Delta G \neq 0$ (гремучая смесь, пересыщенные растворы). Истинное равновесие подчиняется уравнению изотермы (оно работает только при постоянной температуре, что трудно достижимо в условиях опыта). На практике удобнее пользоваться *уравнением изобары*

химической реакции, т. к. относительное постоянство давления обеспечивает сама внешняя среда:

$$(d \ln K_p / dT)_p = \Delta H / RT^2 - \text{уравнение изобары.}$$

Из уравнения следует, что с повышением температуры константа равновесия будет возрастать в эндотермических реакциях, в экзотермических же она будет уменьшаться. Для увеличения константы в экзотермических реакциях необходимо понижать температуру.

После интегрирования уравнение будет иметь следующий вид:

$$\ln(K(T_2)/K(T_1)) = \Delta H \cdot (T_2 - T_1) / RT_2 T_1.$$

Из этого уравнения вытекает зависимость теплового эффекта от температуры, т. е. можно рассчитать величину теплового эффекта, если известны константы при двух температурах:

$$\Delta H = (RT_2 T_1 / (T_2 - T_1)) \cdot \ln(K(T_2)/K(T_1))$$

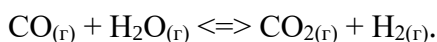
Используя это уравнение можно рассчитать константу равновесия при любой температуре, если будет известна ΔH .

Цель работы. Изучение равновесия гомогенной реакции фотоколориметрическим методом и расчет ее константы равновесия.

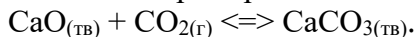
Приборы и реактивы. Фотоэлектрический колориметр КФК-3, восемь мерных колб на 100 мл, мерная колба на 25 мл; 0,1 М раствор FeCl_3 , 0,1 М раствор NH_4CNS , HCl (1:1), дистиллированная вода. Готовим рабочий раствор FeCl_3 (разбавляем в 10 раз: 10 мл 0,1 М раствора до 100 мл).

Порядок выполнения работы.

Химические реакции делятся на гомогенные и гетерогенные. Гомогенными реакциями называют реакции, протекающие в пределах одной фазы. К **гомогенным реакциям** относятся многие химические процессы, протекающие в газовой фазе или в растворах. Например:

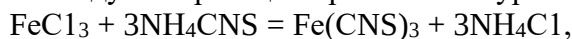


Химическая реакция, протекающая на границе раздела фаз, называется **гетерогенной**. Например:

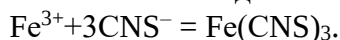


Реакция протекает до равновесия, при котором имеются как продукты, так и исходные реагенты, и при этом не происходит изменение их концентраций.

Исследуемая реакция протекает по уравнению:



или в ионном виде:



В результате протекания реакции образуется химическое соединение кроваво-красного цвета – роданид трехвалентного железа. Интенсивность окраски раствора будет зависеть от концентрации образующейся соли $\text{Fe}(\text{CNS})_3$. Это позволяет применить для изучения реакции фотоколориметрический метод.

Опыт 1. Построение градуировочной кривой

1. В мерные колбы емкостью 100 мл последовательно налить:

- эталонный раствор соли железа(III) в количестве 0,5; 1,0; 2,0; 3,0; 4 мл;
- в каждую колбу по 2 мл соляной кислоты;
- по 10 мл 0,1 моль-экв. раствора NH_4CNS ;
- довести объем до метки водой и перемешать.

2. Измерить оптические плотности растворов ($\lambda = 420$ нм). Для каждого раствора сделать два-три замера и взять средние арифметические значения оптической плотности.

3. Рассчитать начальную концентрацию соли железа(III) C_0 в каждой колбе по уравнению разведения:

$$C_0 = C_1 \cdot \frac{V_1}{V_2},$$

где C_1 – концентрация соли железа(III) в эталонном растворе 0,1 М вещества эквивалента; V_1 – объем раствора соли железа(III), взятого для приготовления пробы; V_2 – объем приготовленного раствора, 100 мл.

Т. к. во всех приготовленных растворах создан очень большой избыток ионов, равновесие изучаемой реакции сильно сдвинуто в сторону образования соли $\text{Fe}(\text{CNS})_3$. Поэтому концентрация $\text{Fe}(\text{CNS})_3$ равна начальной концентрации соли железа(III) в исследуемых растворах. Концентрацию роданида железа(III) необходимо выразить в грамм-молях на литр:

$$C_{\text{Fe}(\text{SCN})_3}, \frac{\text{г-моль}}{\text{л}} = \frac{1}{3} C_{\text{Fe}(\text{SCN})_3}, \frac{\text{моль-экв}}{\text{л}}.$$

4. Построить градуировочную кривую, отложив на оси абсцисс мольную концентрацию роданида железа(III), а на оси ординат – оптическую плотность растворов.

Опыт 2. Определение равновесной концентрации роданида железа

1. Приготовить 4 исследуемых раствора с различными начальными концентрациями ионов железа(III) и роданида. Для этого в мерные колбы емкостью 100 мл влить:

- указанные в таблице количества эталонного раствора соли железа(III);
- по 2 мл соляной кислоты;
- указанные в таблице количества роданида аммония;
- объем растворов довести до метки дистиллированной водой и перемешать.

		№ колбы			
		5	6	7	8
Объем FeCl_3 , мл					
Объем NH_4CNS , мл					
Оптическая плотность, D		1	1	1	1
		2	2	2	2
		$\frac{3}{D}$	$\frac{3}{D}$	$\frac{3}{D}$	$\frac{3}{D}$
		$\frac{D}{D}$	$\frac{D}{D}$	$\frac{D}{D}$	$\frac{D}{D}$
Начальные концентрации	Fe^{3+}				
	CNS^-				
Равновесные концентрации	Fe^{3+}				
	CNS^-				
	$\text{Fe}(\text{CNS})_3$				
K_c					

2. Измерить оптические плотности растворов.

3. Результаты занести в таблицу (концентрации выразить в г-моль/л).

4. Пользуясь градуировочным графиком, найти равновесные концентрации соли $\text{Fe}(\text{CNS})_3$ (г-моль/л) в исследуемых растворах.

5. Равновесные концентрации непрореагировавших ионов Fe^{3+} рассчитать по начальным концентрациям ионов Fe^{3+} и равновесным концентрациям роданида железа(III):

$$C_{\text{Fe}^{3+}, \text{равн}} = C_{0, \text{Fe}^{3+}} - C_{\text{Fe}(\text{CNS})_3, \text{равн}}.$$

6. Равновесные концентрации роданид-ионов определить по начальным концентрациям этих ионов и равновесным концентрациям роданида железа(III):

$$C_{\text{CNS}^-, \text{равн}} = C_{0, \text{CNS}^-} - 3C_{\text{Fe}(\text{CNS})_3, \text{равн}}.$$

7. Начальные концентрации ионов Fe^{3+} и CNS^- рассчитать по формуле разведения и выразить в г-моль/л.

8. Для четырех опытов вычислить константу равновесия K_c изученной реакции и найти ее среднее значение.

9. Используя среднее значение K_c , рассчитать стандартное химическое сродство реакции.

Требования к отчету. Наименование работы, цель работы, краткое описание методики, оборудования и хода работы, результаты измерений и вычислений (формулы, таблица, графики), выводы.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА 5.

ТЕРМИЧЕСКИЙ АНАЛИЗ СИСТЕМЫ ФЕНОЛ-НАФТАЛИН

Теоретическая часть. В двухкомпонентной системе, согласно правилу фаз Гиббса
$$c = k - \Phi + 2$$

в равновесии может одновременно находиться не более четырех фаз – невариантная система ($c = 0$). Максимальное число степеней свободы (при $\Phi = 1$) равно трем, т. е. не нарушая фазового соотношения в такой системе в определенных пределах, можно изменять три параметра состояния (давление, температуру и состав). Поэтому для полного описания диаграмм состояния двухкомпонентных систем необходимо использовать пространственную систему координат, что не всегда удобно. Чаще всего один из параметров (давление или температура) фиксируется, и диаграмму состояния представляют в двумерной плоскости.

Наибольшее распространение получили диаграммы плавкости, передающие зависимость температур равновесия твердых и жидких фаз (т.е. температур плавления), а также температур сосуществования твердых фаз от состава системы. Вид диаграмм состояния зависит от природы веществ. Диаграммы состояния, компоненты которых неограниченно растворяются друг в друге как в жидком, так и в твердом состояниях, аналогичны диаграммам состояния бинарных жидких растворов, при этом области жидкого расплава первых диаграмм отвечает область пара вторых, а области твердых сплавов первых – области жидкости вторых и т. д.

Диаграмму состояния бинарного сплава можно построить, сняв кривые охлаждения чистых металлов и соответствующих сплавов. Для измерения температуры сплавов чаще всего пользуются термopарами. Термоэлектрические термометры (термопары) представляют собой два различных проводника, спаянных или сваренных одними концами (так называемый горячий спай), а другими концами соединенных с милливольтметром. Металлические проводники изолированы друг от друга. Места скрепления проводников пары с проводниками цепи называются холодными спаями. Эти спаи поддерживают при постоянной температуре.

Действие термопары основано на термоэлектрическом эффекте (эффект Зеебека). Суть термоэлектрического эффекта состоит в том, что между концами проводника на который наложен градиент температуры возникает разность потенциалов, величина которой зависит от разности температур на концах и природы металлов. Т. к. термопара составлена из двух разнородных проводников, то результирующая ЭДС пропорциональна разности температур между горячим спаем и холодными концами. Это свойство и положено в основу измерения температуры с помощью термопар.

Для построения диаграммы состояния двухкомпонентной системы фенола и нафталина методом термического анализа необходимо построить кривые охлаждения как чистых компонентов (фенола и нафталина), так и их смесей в различных соотношениях. Для построения этой диаграммы вполне достаточно использование нескольких смесей составленных через 10 % во всем возможном диапазоне изменения концентраций. Все смеси для

выполнения работы приготовлены заранее и находятся в герметичных ампулах из нержавеющей стали.

Каждую смесь необходимо нагреть до температуры, на несколько градусов превышающей температуру полного плавления смеси, чтобы исследуемая система находилась в виде расплава. Для нагревания ампул со смесями модуль «Термический анализ» имеет нагревательный элемент, предназначенный для одновременного нагревания нескольких ампул. Далее необходимо провести постепенное охлаждение каждой ампулы с фиксированием значения температуры через определенные интервалы времени. Охлаждение ампул происходит в специальном измерительном блоке модуля. Для создания условий равномерного охлаждения ампулы обдуваются потоком воздуха. Скорость охлаждения ампул зависит от температуры воздуха в лаборатории, поэтому охлаждение до некоторой определенной температуры может занимать различное время. В связи с достаточно низкой температурой эвтектики изучаемой системы охлаждение следует проводить до температуры 25-26 °С. В некоторых случаях возможно проявление явления переохлаждения расплава. В этом случае происходит временное понижение температуры ниже температуры фазового перехода с последующим некоторым повышением температуры. Особенно сильно явление переохлаждения проявляется в случае чистых веществ и эвтектической смеси.

Наиболее ответственным этапом выполнения работы является анализ полученных кривых охлаждения. В нашем случае кривые охлаждения имеют довольно сложный характер. Это связано с тем, что при столь невысоких температурах трудно добиться условий равномерного охлаждения системы и по мере снижения температуры системы скорость охлаждения существенно снижается, т. к. она зависит от разности между температурами системы и охлаждающего потока воздуха. Поэтому на кривых охлаждения перегибы и температурные остановки могут иметь маловыраженный характер. Кроме того, обработку кривых затрудняет проявление в той или иной мере переохлаждения в системе.

Если до охлаждения система находилась в полностью расплавленном состоянии, то первый перегиб указывает на температуру начала кристаллизации системы (этот перегиб в нашем случае виден наиболее отчетливо). Наличие последующих перегибов или температурных остановок будет указывать на появление в системе новых фаз. Любой перегиб или температурная остановка на кривой охлаждения соответствует пересечению линии на фазовой диаграмме. Поэтому для построения диаграммы состояния изучаемой системы на нее переносятся все выявленные на кривых охлаждения точки. Для этого стоят диаграмму в координатах температура-состав и далее для каждой изученной смеси (состав смеси соответствует определенной координате на оси составов) откладываются температуры фазовых переходов, которые были определены в результате анализа кривых охлаждения. Таким образом, ордината каждой точки соответствует температуре начала выявленного фазового перехода для определенной смеси, а абсцисса – составу этой смеси (например, массовому проценту одного из компонентов).

Далее на основании полученных точек следует провести линии диаграммы. При этом следует учесть вариантность системы в тех или иных областях и убедиться, что правило фаз соблюдается для всех областей полученной диаграммы. Следует отметить, что возможен некоторый экспериментальный разброс точек и, кроме того, метод термического анализа является кинетическим, и, следовательно, полученные данные лишь приближенно соответствуют равновесному состоянию системы. Поэтому возможно некоторое отклонение полученных результатов от теоретически ожидаемых.

Цель работы. Методом термического анализа построить диаграмму плавкости системы фенол-нафталин.

Приборы и реактивы. Учебно-лабораторный комплекс «Химия» в комплектации (центральный контроллер, модуль «Термический анализ»), комплект из 11 ампул, содержащих смеси фенола и нафталина различных составов (от 10 до 90 %) и ампулы с чистым фенолом и нафталином.

Порядок выполнения работы.

1. Ампулы со смесями нагревают выше температуры плавления смесей (100 °C).
2. Затем начинают охлаждение ампул с фиксированием через равные промежутки времени (от 10 до 30 секунд) значений температуры в каждой ампуле.
3. Строят кривые охлаждения – графики зависимостей температуры в ампуле от времени охлаждения.
4. Проводят анализ кривых охлаждения и по перегибам и температурным остановкам на графиках определяют температуры фазовых переходов для исследуемых смесей.
5. На основании полученных данных строят фазовую диаграмму системы фенол-нафталин.
6. Проводят полный анализ диаграммы, при этом необходимо: определить смысл всех полей, линий и точек на диаграмме, определить тип равновесия между тремя фазами (инвариантное состояние).

Работа с установкой.

1. Универсальный контроллер подключается к персональному компьютеру через СОМ-порт с помощью специального соединительного кабеля.
2. При включенном контроллере необходимо запустить программу управления УЛК «Химия» (elsms.exe).
3. В появившемся окне инициализации («Добро пожаловать в УЛК») необходимо выбрать вариант работы с УЛК – «Работа с контроллером». При правильно подсоединенном модуле и контроллере справа должны быть надписи: «Контроллер активен» и ниже «Модуль: Термический анализ». Затем необходимо войти в программу управления УЛК путем нажатия кнопки «Вход».
4. Далее попадаем в окно управления программой. Соответствие между измерительными каналами и датчиками происходит автоматически, необходимо лишь включить используемые в работе датчики. В нашем случае необходимо включить все шесть термодатчиков.
5. Установка температуры нагревателя (100 °C) его включение и включение вентилятора модуля производится в группе элементов «Исполнительные устройства».
6. После этого необходимо настроить параметры измерения. Для этого в группе элементов «Параметры измерений» устанавливаем пункт «Автоматический режим» и указываем интервал между измерениями в соответствующем поле. Число измерений рекомендуется указать – 100. Далее необходимо следить за температурой в нагреваемых ампулах (каналы 5 и 6). Ампулы нагревать до температуры 90-100 °C.
7. В ходе проведения работы кривые охлаждения одновременно строятся для нескольких ампул, поэтому для каждой ампулы указывается ее состав. Для этого в группе элементов «Дополнительный параметр» необходимо установить пункт «Использовать дополнительный параметр», убрать «галочку» в поле «Общий» и в соответствующих полях «Дополнительный параметр» для каждого канала указать процентную концентрацию одного из компонентов в ампуле. Размерность указывается в поле «Размерность». (Размерность необходимо указывать только один раз.)
8. Когда температура в ампулах приблизится к требуемой, можно начинать измерения. Нагретые ампулы переставляем в измерительный блок и производим запуск измерений нажатием кнопки «Измерение». Появится окно состояния измерения – «Обмен данными с контроллером», где будут отображаться результаты текущих измерений. В ходе проведения измерений в окне будет отображаться кривая охлаждения в одной из ампул. Наблюдение за текущей температурой в остальных ампулах следует производить, переключая каналы в группе элементов «Отображение каналов». Измерения необходимо проводить до температуры 25 °C во всех ампулах.
9. Когда температура в ампулах примет требуемое значение, необходимо остановить измерения путем нажатия в окне состояния измерения («Обмен данными с контроллером») кнопки «Стоп».

10. После проведения первого эксперимента следует продолжить проведение работы с очередными ампулами. Для этого необходимо перейти в окно «Управление» и нажать кнопку «Текущее состояние». Далее можно продолжить выполнение работы, начиная с п. 7.

Составы исследуемых смесей в % (фенол/нафталин): 1 – 100/0; 2 – 90/10; 3 – 80/20; 4 – 70/30; 5 – 60/40; 6 – 50/50; 7 – 40/60; 8 – 30/70; 9 – 20/80; 10 – 10/90; 11 – 0/100.

Обработка результатов эксперимента.

1. Полученные результаты хранятся в памяти компьютера. Для построения кривых охлаждения необходимо провести операцию добавления графика. Добавление очередного графика осуществляется после нажатия кнопки «Добавить график» в специальном окне, в котором определяется соответствие между координатами графика и данными, полученными на измерительных каналах или временем (значением варьируемого параметра). Необходимо выбрать для оси абсцисс (x) «Время», а для оси ординат (y) – требуемый канал. Также необходимо выбрать номер эксперимента, в ходе которого была получена очередная кривая охлаждения. Таким образом, мы построим все кривые охлаждения.

2. В результате получим первичные графики зависимости температуры в ампулах от времени охлаждения. Графики отображаются по одному в окне «Графики». Переключение между графиками осуществляется нажатием кнопок < и > в правой части управляющей палитры. Там же отображается номер текущего графика и номер эксперимента, в ходе которого он был получен. Значение дополнительного параметра отображается в правом верхнем углу графика.

3. Далее необходимо провести обработку кривых охлаждения и определить температуры начала фазовых переходов. Все отмеченные точки автоматически будут переданы на суммарный результирующий график, если поставить «галочку» в поле «Измерения на суммарный график».

4. Далее в окне «Графики» необходимо выбрать измерительный инструмент «прицел», расположенный на управляющей палитре в верхней части графика, и отметить (левой кнопкой «мышки») точки изломов на кривой охлаждения или температурные остановки. На рисунке приведен пример обработки типичной кривой охлаждения. Удалить ошибочно установленные точки можно, нажав правую кнопку «мышки» после позиционирования курсора на требуемой точке.

В случае если проявляется существенное переохлаждение, то порядок обработки несколько усложняется. Для получения правильных результатов следует экстраполировать участок кривой охлаждения, находящейся после переохлаждения, до участка, находящегося до переохлаждения, с помощью инструмента «Линейка». Пересечение этих линий будет указывать на точку, в которой должен был начаться фазовый переход. Для удобства проведения построения можно увеличить интересующий участок.

5. После того как отмечены все точки на кривых охлаждения, полученную диаграмму можно построить в окне «Результат». Для этого необходимо назначить соответствие оси абсцисс суммарного графика составам смесей исследуемой системы. Полученные графики могут быть распечатаны на принтере с сохранением выбранного масштаба и элементов оформления. Для этого необходимо перейти в окно «Отчет» и выбрать требуемые для печати графики.

Требования к отчету. Наименование работы, цель работы, краткое описание методики, оборудования и хода работы, результаты измерений и вычислений (графики), выводы.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА 6. ОПРЕДЕЛЕНИЕ МОЛЯРНОЙ МАССЫ РАСТВОРЕННОГО ВЕЩЕСТВА МЕТОДОМ КРИОСКОПИИ

Теоретическая часть. Температура $T_{кр}$, при которой начинается кристаллизация (замерзание) раствора, ниже, чем растворителя $T_{кр(1)}$. Для разбавленных растворов неэлектролитов понижение температуры кристаллизации раствора связано с моляльной концентрацией m (моль/кг) соотношением:

$$\Delta T_{кр} = T_{кр} - T_{кр(1)} = K \cdot m,$$

где K – криоскопическая постоянная растворителя. Для воды $K = 1,86$ кг К/моль. В свою очередь, моляльность раствора находится по формуле:

$$m = \frac{1000 \cdot g_2}{M_2 \cdot g_1},$$

где g_1 – масса растворителя, а g_2 и M_2 – масса и молярная масса (в г/моль) растворенного вещества. Исходя из формул можно найти M_2 :

$$M_2 = K \frac{1000 \cdot g_2}{\Delta T_{кр} \cdot g_1}.$$

Цель работы. Ознакомиться с криоскопическим методом определения молярной массы растворенного в воде вещества. Определить криоскопическим методом молярную массу неэлектролита.

Приборы и реактивы. Криоскоп, термометр Бекмана, пипетка на 25 или 50 мл, мочевины, лед.

Порядок выполнения работы.

1. Собирают криоскоп (рисунок 1), состоящий из стеклянного сосуда (1), закрытого крышкой (2), в которую вставляется пробирка (3) и мешалка (4). Пробирку закрывают пробкой (5), сквозь которую пропущен термометр Бекмана (0,01 °/дел) (6) и мешалка (7) в форме кольца, охватывающего термометр.

2. Сосуд (1) примерно на 2/3 объема заполняют охлаждающей смесью из льда (или снега), воды и хлорида натрия.

3. С помощью лаборанта настраивают термометр Бекмана таким образом, чтобы уровень столбика ртути располагался в верхней части условной температурной шкалы, примерно между 4 и 5 делениями шкалы.

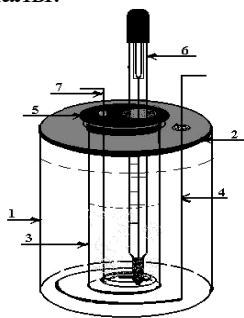


Рисунок 1 – Криоскоп

4. Взвешивают пробирку, затем наливают дистиллированной воды до метки, определяют массу пробирки с водой. По разнице масс определяют массу растворителя g_1 . Вставляют в пробирку термометр Бекмана и кольцеобразную мешалку, погружают пробирку в охлаждающую смесь.

5. Перемешивая охлаждающую смесь и одновременно медленно покачивая мешалку (7), наблюдают за понижением температуры растворителя. Появление первых кристалликов льда отвечает повышению температуры воды на 0,2-0,3°. В ходе последующего интенсивного перемешивания растворителя должно наблюдаться увеличение количества кристаллов и их рост, температура же остается неизменной. Эта температура и будет искомой температурой кристаллизации растворителя $T_{кр(1)}$, выраженной в градусах условной шкалы термометра Бекмана.

7. Вынимая пробирку вместе с термометром из криостата, нагревают ее рукой, но лишь до момента полного исчезновения кристаллов льда. Столбик термометра Бекмана не

должен при этом выйти за пределы шкалы. Вновь вводят пробирку с растворителем в криостат и повторяют опыт по п. 5.

8. Отмеряют на аналитических весах навеску изучаемого вещества $g_2 = 0,2-0,3$ г. Извлекают пробирку с термометром Бекмана из криоскопа, добиваются исчезновения кристаллов льда и вводят навеску в растворитель. Дают веществу полностью раствориться.

9. Определяют температуру кристаллизации раствора $T_{кр}$ согласно указаниям п.п. 5 и 6. Находят средние значения температуры кристаллизации растворителя $T_{кр(1)}$ и раствора $T_{кр}$.

10. Определяют $\Delta T_{кр}$.

11. Рассчитывают молярную массу M_2 изучаемого вещества. Зная его истинный химический состав, оценивают погрешность криоскопических измерений. Формулируют выводы, оформляют работу.

Требования к отчету. Наименование работы, цель работы, краткое описание методики, оборудования и хода работы, результаты измерений и вычислений (формулы), определение ошибок измерений, выводы.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА 7. КОРРОЗИЯ И ЗАЩИТА МЕТАЛЛОВ

Теоретическая часть.

Опыт 1. Защитные оксидные пленки и их испытание

Некоторые окислительные пленки, образующиеся в результате коррозии, защищают металл от дальнейшего его разрушения. Они получаются при нагревании металлов, а также при специальной обработке. Пользуясь этим явлением, часто создают искусственные пленки. Образование таких пленок называется оксидированием. Оксидирование не только играет защитную роль, но и придает изделиям красивую окраску. Этому процессу подвергают изделия из стали, алюминия и его сплавов, цинка и его сплавов!

Цель работы. Изучить коррозионную устойчивость оксидных пленок. Ознакомиться с примерами электрохимической коррозии и некоторыми методами защиты. Ознакомиться с электрохимическими процессами коррозии металлов в нейтральных средах.

Оборудование и реактивы. Стальная пластинка, штатив с держателем, горелка, 0,1 М раствор $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.

Порядок выполнения работы. Образование пленки на поверхности металла при нагревании стальной пластинки можно обнаружить по появлению так называемых цветов побежалости. Стальную пластинку длиной 25-30 см, шириной 1,5-2 см тщательно очищают наждачной бумагой, один конец пластинки зажимают держателем штатива, а другой помещают над пламенем горелки. По мере нагревания пластинки на ней появляются цвета побежалости. После этого пластинку снимают с огня и охлаждают. На охлажденную пластинку через каждые 2 см по длине пластинки наносят по капле 0,1 М раствора медного купороса. По скорости появления медного пятна судят о защитных свойствах различных участков оксидной пленки, образующейся на металле.

Опыт 2. Оксидирование

Оксидирование стальных изделий проводят двумя способами: мокрым, или химическим, и сухим, который называется еще термическим способом. Для получения защитных пленок на изделиях из железа наиболее широко применяют химический способ.

Химическое оксидирование проводят в растворах щелочи, к которым добавляют нитраты и нитриты щелочных металлов.

Оборудование и реактивы. Раствор, состоящий из 800 г/л NaOH, 50 г/л NaNO_3 и 200 г/л NaNO_2 , стальные пластинки, очищенные от загрязнения и жира.

Порядок выполнения работы. Нагревают приготовленный для оксидирования раствор до кипения и опускают в него стальные пластинки на 20-40 минут, пока изделие

не приобретет красивый черный цвет с синеватым оттенком, после этого вынимают пластинки из раствора, тщательно промывают их.

Сравнивают защитные свойства оксидированных пластинок с пластинками неоксидированными, для чего помещают на поверхности оксидированной и неоксидированной пластинок по капле 0,1 М раствора медного купороса и отмечают время появления медного пятна.

Опыт 3. Химическое оксидирование алюминия

Оборудование и реактивы. Пластика из алюминия или его сплавов, раствор для химического обезжиривания, 1 л которого содержит 50 г Na_3PO_4 , 10 г NaOH , 30 г жидкого стекла, раствор для оксидирования, содержащий в 1 л 50 г Na_2CO_3 , 15 г $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ или $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, 2 г NaOH .

Порядок выполнения работы. Алюминиевые пластинки погружают на 3-5 минут в раствор для обезжиривания, нагретый до 50-60 °С, после чего промывают сначала в горячей, а затем в холодной воде.

Промытые пластинки погружают на 5-30 минут в раствор для оксидирования, нагретый до 85-100 °С, затем тщательно промывают и высушивают. На поверхности пластинок происходит образование защитной пленки.

Опыт 4. Коррозия оцинкованного железа и луженой жести

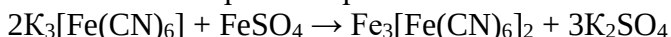
В целях защиты стальных изделий от коррозии их покрывают цинком или оловом. Первый процесс называется цинкованием, а второй – лужением.

Оловянные и цинковые покрытия по своей электрохимической природе различны. В электрохимическом ряду напряжений металлов цинк стоит левее железа, а олово – правее; следовательно, цинк более активен, чем железо, а олово – менее. При покрытии железа цинком получают гальваническую пару, где катодом служит железо, а анодом цинк, т. е. цинк в растворе электролита будет растворяться, а на катоде – железе – будет выделяться водород.

Луженая жесть также представляет собой гальваническую пару, где анодом служит железо. Следовательно, в растворах кислот железо будет растворяться, а на катоде – олове – будут скапливаться электроны и происходить разряжение ионов водорода. Поэтому в случае разрушения защитного покрытия процессы коррозии оцинкованного железа и луженой жести различны.

Оборудование и реактивы. Один стакан емкостью 200 мл и два стакана на 100 мл, концентрированная серная кислота, концентрированный раствор красной кровяной соли $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, пластинки стальные, цинковые и оловянные.

Порядок выполнения работы. В стакан емкостью 200 мл наливают дистиллированную воду, к ней добавляют 20 капель концентрированного раствора серной кислоты и 4-5 капель раствора красной кровяной соли. Раствор размешивают и разливают поровну в два других стакана на 100 мл. В один из них погружают стальную пластинку с присоединенной к ней пластинкой (кусочком) цинка. В другой стакан погружают такую же стальную пластинку, соединенную с пластинкой олова. Через некоторое время жидкость в стаканчике с пластинками из стали и олова окрашивается в синий цвет, между тем в растворе, где находятся сталь и цинк, изменения окраски не наблюдается. Синее окрашивание первого раствора обусловлено образованием турбулентной сини в результате взаимодействия ионов железа с красной кровяной солью:



Во втором случае происходит растворение не железа, а цинка, который образует с красной кровяной солью малорастворимое комплексное соединение бледно-желтого цвета, поэтому здесь не изменяется окраска раствора.

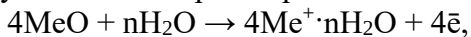
Из этого следует, что железо можно предохранить от коррозии путем соединения его с более активным металлом, например с цинком. Такой метод защиты называется протекторным, и его часто применяют в технике.

Опыт 5. Коррозия металлов в воде и в водных солевых растворах

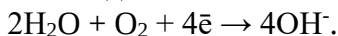
Оборудование и реактивы. U-образная стеклянная трубка, цинковая и железная пластинки размером 20x50x2 мм, проволока медная, цинковая, железная; фарфоровая чашечка,

3-процентный раствор хлорида натрия, раствор фенолфталеина, раствор 0,2 г красной кровяной соли $K_3[Fe(CN)_6]$ в 200 мл воды.

Порядок выполнения работы. Коррозия в воде и нейтральных водных растворах в присутствии кислорода протекает на аноде:



на катоде:



На катодных участках накапливаются гидроксид-ионы.

А. Собирают прибор, как указано на рисунке 1.

В одно колено U-образной трубки, заполненной 2-процентным раствором хлорида натрия, погружают свежезачищенную цинковую пластинку, в другое – медную, также предварительно зачищенную. Обе пластинки соединяют медной проволокой.

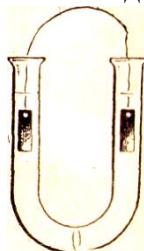


Рисунок 1 – Прибор для проведения коррозии в нейтральной среде

В оба колена трубки добавляют по 2-3 капли фенолфталеина. Через 0,5-1 часа возле медного электрода (катода) наблюдают появление малиновой окраски.

Б. Чтобы обнаружить катодные и анодные участки при контакте двух металлов, к 3-процентному раствору хлорида натрия добавляют несколько капель раствора 0,2 г/200 мл красной кровяной соли $K_3[Fe(CN)_6]$ и 5-6 капель фенолфталеина. Затем в раствор погружают медный стержень, обвитый железной проволокой. На меди через 2-3 минуты появляется красное окрашивание, а на железе – темно-синее.

Здесь железо – анод; следовательно, в раствор переходят ионы Fe^{2+} , которые, взаимодействуя с $K_3[Fe(CN)_6]$, образуют соль – турнбулеву синь $Fe_3[Fe(CN)_6]_2$.

Синее окрашивание указывает на наличие в растворе ионов железа в результате его растворения (коррозии), а малиновое окрашивание – на наличие избытка гидроксид-ионов, которые появляются в результате восстановления кислорода.

Требования к отчету. Наименование работы, цель работы, краткое описание методики, оборудования и хода работы, уравнения катодных и анодных процессов, выводы.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА 8.

ОПРЕДЕЛЕНИЕ КОНСТАНТЫ СКОРОСТИ И ЭНЕРГИИ АКТИВАЦИИ РЕАКЦИИ ОКИСЛЕНИЯ ИОДОВОДОРОДНОЙ КИСЛОТЫ ПЕРОКСИДОМ ВОДОРОДА

Химические реакции разделяют на гомогенные и гетерогенные. К гомогенным относят такие реакции, при которых как исходные вещества, так и продукты их взаимодействия находятся в одной и той же фазе – в газообразной или жидкой. Гетерогенными реакциями называются такие реакции, при которых реагирующие вещества находятся в различных фазах, а сам процесс химического превращения протекает на границе раздела этих фаз. Скорость химической реакции зависит от таких условий, как концентрация реагирующих веществ, температура, присутствие катализаторов. Однако эти факторы влияют на скорость гомогенных и гетерогенных реакций по-разному. Поэтому при изучении скорости реакции всегда учитывают различие между этими двумя типами химических процессов.

Одним из факторов, влияющих на скорость большинства гомогенных реакций, может быть концентрация реагирующих веществ. С течением времени скорость химической реакции изменяется, т. к. изменяется концентрация реагирующих веществ. Обычно различают среднюю и истинную скорости реакции. Приблизительно скорость химической реакции измеряется количеством вещества, вступившего в реакцию или образовавшегося в результате реакции за единицу времени. При этом концентрацию принято выражать в молях на литр, а время – в минутах. Средней скоростью реакции называют отношение уменьшения концентрации исходного вещества или увеличения концентрации продуктов реакции ко времени, в течение которого это увеличение или уменьшение произошло. Так, если концентрацию исходного вещества ко времени t_1 обозначить буквой C_1 , а концентрацию ко времени t_2 обозначить C_2 , то средняя скорость реакции будет выражаться уравнением:

$$v = \frac{C_1 - C_2}{t_1 - t_2}.$$

Истинной скоростью реакции называется изменение концентрации исходного вещества за бесконечно малый промежуток времени, что можно выразить следующим уравнением:

$$v_{\text{ист}} = -\frac{dC}{dt}.$$

Знак «минус» в правой части приведенного выше уравнения показывает, что концентрация реагирующих веществ уменьшается, следовательно, и скорость химической реакции все время убывает.

Зависимость скорости химической реакции $A + B \leftrightarrow C$ от концентрации реагирующего вещества можно выразить уравнением:

$$v = k[A][B].$$

Здесь $[A]$ и $[B]$ – концентрации исходных веществ; k – коэффициент пропорциональности. Коэффициент пропорциональности не зависит от концентрации реагирующих веществ, его называют константой скорости реакции. Величина константы скорости реакции зависит от природы реагирующих веществ, температуры и присутствия катализатора. Численное значение константы скорости равно количеству вещества, прореагировавшего за единицу времени при концентрации исходных веществ, равной единице.

Константа скорости химической реакции показывает, какая доля из общего числа соударений молекул веществ A и B приводит к химическому взаимодействию. Если реакцию осуществляют путем столкновения одной молекулы A с одной молекулой B , то число столкновений, а, следовательно, скорость реакции будет пропорциональна концентрациям веществ A и B . Если для химического прекращения необходимо, чтобы одновременно сталкивались по две или по три одинаковые молекулы, то скорость реакции будет пропорциональна квадрату или соответственно кубу концентрации этого вещества. По числу молекул, участвующих в каждом элементарном акте, реакции называются мономолекулярными, бимолекулярными, тримолекулярными и т. д.

Вполне понятно, что вероятность столкновения сразу трех и большего числа молекул меньше, чем вероятность столкновения двух молекул. Поэтому тримолекулярные реакции менее вероятны, чем бимолекулярные. Если в реакцию и вступает более трех молекул, то в действительности оказывается, что она проходит через ряд промежуточных стадий, в каждой из которых участвуют одна-две молекулы. В зависимости от вида уравнения, связывающего скорость реакции с концентрацией реагирующих веществ, различают реакции первого, второго и третьего порядка. Порядок реакции не всегда совпадает с ее молекулярностью. Так, для мономолекулярных реакций, т. е. таких реакций, при которых превращению подвергают только одну молекулу какого-нибудь вещества, скорость реакции будет пропорциональна только его концентрации в данный момент, что можно записать следующим уравнением:

$$v = -\frac{ax}{at} = k(a - x),$$

где a – начальная концентрация вещества; x – концентрация образующегося вещества.

Следовательно, $(a - x)$ представляет собой изменение концентрации исходного вещества за какой-то промежуток времени.

После соответствующих математических преобразований получают следующее уравнение константы скорости химической реакции первого порядка:

$$k = \frac{2,303}{t} \lg \frac{a}{a - x}.$$

Вычисляя правую часть этого уравнения по экспериментальным данным для различных моментов течения реакции (для различных t), получают одинаковые константы скорости.

Скорость бимолекулярной реакции пропорциональна произведению концентрации обоих реагирующих веществ. Следовательно,

$$v = -\frac{ax}{at} = k(a - x)(b - x),$$

где a и b – начальные концентрации веществ A и B ; x – количество вещества (моль), прореагировавшего за время t .

После соответствующих математических преобразований, как и в первом случае, получают окончательное уравнение для константы скорости реакции второго порядка:

$$k = \frac{2,303}{t(a + b)} \lg \frac{(a - x)}{(b - x)}.$$

Если при бимолекулярной реакции концентрации одного из исходных веществ значительно больше концентрации другого вещества, то во время реакции концентрация вещества, взятого в избытке, остается практически постоянной. Поэтому можно объединить постоянную величину концентрации и константу скорости реакции в одну константу. Тогда получают выражение для скорости химической реакции, которое аналогично выражению для реакции первого порядка. Здесь константу можно вычислить по уравнению первого порядка. Таким образом, константы скорости для бимолекулярных реакций, протекающих при наличии избытка одного из реагирующих веществ, вычисляют по уравнению для реакции первого порядка. Подобные реакции принято называть псевдомолекулярными.

Следует отметить, что большинство реакций протекает через несколько промежуточных стадий и порядок реакции редко соответствует количеству молекул, вступающих в реакцию. Общую скорость сложной реакции определяют скоростью наиболее медленной ее стадии.

Как было указано, скорость гомогенной химической реакции зависит от температуры. Эту зависимость приближенно выражают правилом Вант-Гоффа: при увеличении температуры на 10°C , скорость гомогенной химической реакции возрастает в 2-3 раза. Число, которое показывает, во сколько раз возрастает скорость реакции при увеличении температуры на 10°C , называют температурным коэффициентом скорости реакции. Индекс 10 при γ означает температуру, которой соответствует константа, и вычисляют константу скорости реакции по уравнению:

$$\gamma_{10} = \frac{k_t + 10}{k_t}.$$

Зависимость скорости химической реакции от температуры более точно выражают уравнением Аррениуса:

$$\frac{d \ln k}{dT} = \frac{E}{RT^2},$$

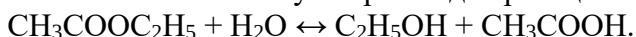
где k – константа скорости реакции; R – универсальная газовая постоянная; T – абсолютная температура; E – энергия активации.

Энергия активации (в Дж/моль) – это избыток внутренней энергии по сравнению со средней энергией для данной температуры, которым должны обладать реагирующие молекулы, чтобы их столкновение приводило к химическому взаимодействию. После соответствующих математических преобразований для выражения энергии активации получают довольно простое уравнение:

$$E = \frac{R \cdot 2,3(\lg k_{T_1} - \lg k_{T_2})}{\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2}},$$

где k_{T_2} – константа скорости реакции при температуре T_2 ; k_{T_1} – константа скорости реакции при температуре T_1 ; R – универсальная газовая постоянная. Следовательно, найдя из опытных данных константы скорости реакции при двух температурах, можно рассчитать энергию активации данной реакции.

Рассчитаем константу скорости для реакции омыления этилацетата:



Скорость этой реакции можно значительно увеличить в присутствии некоторого количества хлороводородной кислоты в качестве катализатора.

Вследствие того, что количество воды по сравнению с количеством этилацетата очень значительно, эту реакцию рассматривают как реакцию, протекающую по уравнению первого порядка.

По мере течения реакции омыления этилацетата количество уксусной кислоты увеличивается, и по ее увеличению можно судить о скорости химической реакции.

Концентрацию уксусной кислоты удобно определить титрованием смеси раствором гидроксида натрия. Поэтому сущность работы сводится к отбору и титрованию проб смеси через определенные, точно фиксированные промежутки времени. Концентрация этилацетата a в момент взятия первой пробы равна увеличению концентрации уксусной кислоты за время от первой до последней пробы, т. е. пропорциональна разности между числом миллилитров гидроксида натрия, пошедшего на титрование этих проб. Если на титрование первой пробы пошло b_1 мл NaOH, а на титрование последней пробы – b_∞ мл NaOH, то

$$a = m(b_\infty + b_1),$$

где m – коэффициент пропорциональности. Для концентрации этилацетата $(a - x)$ ко времени t получим:

$$a - x = m(b_\infty - b_t),$$

где b_t – число миллилитров NaOH, пошедшего на титрование пробы, взятой через t минут после первой пробы. Подставляя эти значения a и $(a - x)$ находим константу скорости:

$$k = \frac{2,303}{t} \lg \frac{m(b_\infty - b_1)}{m(b_\infty - b_t)} = \frac{2,303}{t} \lg \frac{b_\infty - b_1}{b_\infty - b_t}.$$

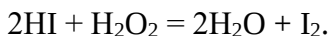
Т. к. множитель m в уравнении сокращается, то для определения константы скорости реакции нет надобности вычислять значение концентрации этилацетата, а достаточно лишь знать объем NaOH в миллилитрах, пошедшего на титрование проб.

Цель работы. Определить различными методами константу скорости химической реакции.

Приборы и реактивы. Термостат, колбы на 200 мл, мерная колба на 100 мл, бюретка на 25 мл, секундомер или часы с секундной стрелкой, 0,4-процентный раствор KI, 1 М раствор H_2SO_4 , 0,05 М раствор H_2O_2 , 0,05 М раствор $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, 0,5-процентный раствор крахмала, 0,1 М раствор $(\text{NH}_4)_2\text{MoO}_4$.

Порядок выполнения работы.

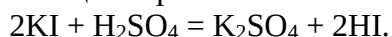
Реакция окисления иодоводородной кислоты пероксидом водорода выражается уравнением:



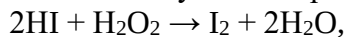
Прореагировавший пероксид водорода определяется эквивалентным количеством йода путем титрования последнего раствором тиосульфата натрия.

Иодоводородную кислоту получают действием серной кислоты на иодиды, например KI или NaI.

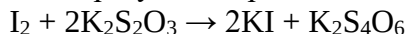
Реакция серной кислоты с KI протекает практически мгновенно:



В данном случае измеряется лишь скорость:



т. к. в результате реакции



концентрация KI, а, следовательно, HI постоянна. Таким образом, скорость реакции H_2O_2 и HI в условиях опыта зависит только от концентрации пероксида водорода. Для вычисления константы скорости этой псевдомономолекулярной реакции можно применить уравнение мономолекулярной реакции – реакции первого порядка, т. к. лимитирующая стадия

$$k = \frac{2,303}{t} \lg \frac{a}{a-x}.$$

Пользуясь мерной колбой, наливают 100 мл 0,4-процентного KI и 5 мл 1 М раствора H_2SO_4 в колбу на 200 мл.

На горлышко колбы надевают кольцо из толстой свинцовой проволоки (утяжельитель) и ставят в термостат, куда помещают также пробирку с 15-20 мл 0,05 М раствора H_2O_2 . Над колбой устанавливают бюретку с 0,05 М раствором $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$.

Когда содержимое колбы и раствор H_2O_2 (в пробирке) примут температуру воды (через 10-15 минут), в колбу прибавляют из бюретки 1 мл раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, затем 5 капель

0,5-процентного раствора крахмала (индикатор на йод) и 10 мл 0,05 М раствора H_2O_2 , эквивалентные А мл 0,05М раствора тиосульфата (см. ниже). Тщательно перемешивают содержимое колбы и по секундомеру или по часам отмечают в таблице (см. в конце работы) время первого появления голубого окрашивания t_0 . Быстро прибавляют из бюретки еще 1 мл 0,05 М раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, перемешивают (вследствие чего голубое окрашивание исчезает) и вновь отмечают время появления голубого окрашивания t_1 и т. д., повторив эти операции 4-5 раз. Затем в колбу прибавляют несколько капель 0,1 М раствора молибдата аммония (катализатор) и выделившийся йод титруют 0,05 М раствором $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ до исчезновения голубой окраски.

Таким образом устанавливают, какому общему числу А мл 0,05 М раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (считая с самого начала работы) эквивалентны взятые для работы 10 мл 0,05 М раствора H_2O_2 .

Промежутки времени t_1 , t_2 и т. д. отсчитывают от момента первого окрашивания t_0 , принимаемого за начало опыта. Таким образом, в начальный момент опыта t_0 содержится А — 1 мл 0,05 М раствора H_2O_2 и, следовательно, $a = A - 1$. К моменту второго появления окрашивания t_1 прореагирует еще 1 мл 0,05 М раствора H_2O_2 и, следовательно, $x = 1$; к моменту третьего появления окрашивания $x = 2$ и т. д.

Рекомендации по проведению расчетов. Для вычисления константы скорости реакции используем уравнение следующего вида:

$$k = \frac{2,303}{t} [\lg(A-1) - \lg(A-1-x)].$$

Подставив в это уравнение значения А и х; в миллилитрах 0,05 М раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, t – в минутах, вычисляют константу скорости К отдельно для каждого промежутка времени t_1 , t_2 и т.д. с точностью до четвертого десятичного знака.

Результаты работы записывают в таблицу

Появления окрашивания	Время астрономическое (примерное)	Время от начала опыта			$\sqrt{\frac{2,303}{t}}$	$A - 1 - x$	$\lg(A - 1 - x)$	$\lg(A - 1) - \lg(A - 1 - x)$	k_t
		мин	сек	время в минутах					
1									
2									
3									
4									

При тщательной работе разница в найденных для каждого промежутка времени значениях константы не должна превышать нескольких десятитысячных долей. Это указывает на то, что константа скорости не зависит от концентрации пероксида водорода. Берут среднее арифметическое значение константы скорости, указав температуру, при которой проводился опыт.

Учитывается, что 10 мл 0,05 М раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ эквивалентны 10 мл 0,05 М раствора ($A = 10$) H_2O_2 .

Требования к отчету. Наименование работы, цель работы, краткое описание методики, оборудования и хода работы, результаты измерений и вычислений (формулы, таблица), выводы.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА 9.

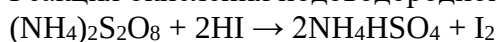
КАТАЛИТИЧЕСКОЕ ВЛИЯНИЕ ИОНОВ МЕДИ И ЖЕЛЕЗА НА СКОРОСТЬ ОКИСЛЕНИЯ ИОДОВОДОРОДНОЙ КИСЛОТЫ ПЕРСУЛЬФАТОМ АММОНИЯ

Теоретическая часть. Скорость химической реакции зависит не только от концентрации реагирующих веществ и температуры, но также и от присутствия в реакционной смеси некоторых веществ. Эти вещества, не входя в состав конечных продуктов реакции, изменяют скорость реакции, причем сами не изменяются количественно и остаются химически неизменными. Такие вещества называются катализаторами. Катализаторы в зависимости от их природы и природы реагирующих веществ могут увеличивать или уменьшать скорость химической реакции, поэтому различают положительный катализ (катализатор увеличивает скорость реакции) и отрицательный катализ (катализатор уменьшает скорость реакции).

Если катализатор находится в той же фазе, что и реагирующие вещества, то катализ называется гомогенным. При гетерогенном катализе катализатор находится в другой фазе, чем реагирующие вещества; например, если реагирующие вещества находятся в газообразной или жидкой фазе, то он находится в твердой.

Для некоторых реакций можно подобрать смеси из двух и более веществ, которые могут оказаться более активными, чем каждое из этих веществ. Вещества, сами неактивные, но при добавлении в небольших количествах к катализаторам значительно увеличивающие активность последних, называются промоторами.

Реакция окисления иодоводородной кислоты персульфатом аммония



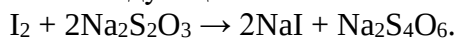
протекает медленно.

Скорость этой реакции измеряют по количеству иода, выделяющегося в единицу времени, или по промежутку времени от момента смешения растворов до начала выделения иода. Вследствие того, что иод слабо окрашивает разбавленные растворы, к реагиру-

ющей смеси предварительно прибавляют раствор крахмала, который с иодом дает синее окрашивание.

Окисление иодоводородной кислоты персульфатом аммония можно значительно ускорить введением в реагирующую смесь ионов меди и железа.

В аналитической химии основной реакцией иодометрического метода титрования может быть следующая:



Окончание реакции устанавливают в присутствии раствора крахмала по исчезновению синей окраски, вызванной взаимодействием иода с крахмалом.

Цель работы. Изучить влияние катализаторов на скорость окисления иодоводородной кислоты персульфатом аммония.

Оборудование и реактивы. Термостат, десять плоскодонных колб на 300 мл, семь конических колб на 250 мл, восемь стаканов на 100 мл, пипетка на 20, 30 мл, часы, раствор 0,1 М $(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8$, раствор 0,5 М и 0,12 М KI, раствор 0,5 М и 0,025 М H_2SO_4 , раствор 0,005 М и 0,0005 М медного купороса, раствор 0,0067 М и 0,00067 М железного купороса, раствор 0,01 М тиосульфата натрия, раствор 0,1 М $(\text{NH}_4)_2\text{MoO}_4$, раствор крахмала (свежеприготовленного); стеклянные палочки для помешивания.

Порядок выполнения работы.

Опыт 1. В термостат с температурой 25 °С ставят шесть плоскодонных колб (на 300 мл), в которые налито: в первую – 250 мл воды, во вторую – 250 мл раствора персульфата аммония, в третью – 250 мл раствора иодида калия, в четвертую – 250 мл раствора серной кислоты, в пятую – 250 мл раствора медного купороса и в шестую – 250 мл раствора железного купороса указанных выше концентраций. Одновременно ставят в снег или в толченый лед семь конических колб на 250 мл, в которые наливают по 100 мл воды.

После того как растворы в колбах примут температуру термостата (через 40-50 минут), из них берут пипетками (не вынимая колбы из термостата) и переносят в сухую чистую колбу на 300 мл последовательно 100 мл воды, 50 мл раствора персульфата аммония, 50 мл раствора серной кислоты и 50 мл раствора иодида калия. Момент вливания раствора иодида калия считают началом опыта, по часам отмечают время $t_0 = 0$. Смесь в колбе размешивают и ставят ее в термостат. Все эти операции надо выполнять быстро.

Через 5, 10, 20, 30, 50 и 60 минут после начала опыта отбирают по 20 мл смеси, не вынимая колбы из термостата, вливают каждую пробу в коническую колбу с охлажденной водой, затем титруют раствором тиосульфата натрия в присутствии раствора крахмала. В момент отбора пробы пипеткой отмечают время по часам.

Титровать надо быстро. Записывают количество раствора тиосульфата натрия, израсходованного на каждое титрование.

Опыт 2. Для получения реакционной смеси в сухую чистую колбу на 300 мл вводят по 50 мл воды и растворов медного купороса, серной кислоты, персульфата аммония и иодида калия. Затем проделывают то же самое, что и в первом опыте.

Титруют через 3, 5, 10, 20, 40, 60 минут, считая от момента прибавления раствора иодида калия.

Опыт 3. Эксперимент выполняется, как и во втором опыте, но вместо 50 мл раствора медного купороса в смесь вводят 50 мл раствора железного купороса.

Опыт 4. Эксперимент выполняется, как и в первом опыте, но в смесь вместо воды вводится по 50 мл растворов медного и железного купороса.

Титруют через 1, 2, 3, 5, 15 и 30 минут, считая от момента прибавления раствора иода калия.

Форма записи результатов титрования:

№	Количество раствора, израсходованного на титрование, мл										
	Время, мин										
	1	2	3	5	10	15	20	30	40	50	60

1											
2											
3											
4											

Результаты титрования записывают по указанной форме и строят график, нанося на оси абсцисс время, а на оси ординат – израсходованное количество раствора тиосульфата натрия.

Опыт 5. Восемь стаканов на 100 мл ставят в два ряда на лист белой бумаги. В стаканы 1-го ряда наливают растворы 0,5 М серной кислоты и 0,1 М персульфата аммония в объемах, указанных в 1-м ряду таблицы, а в стаканы 2-го ряда – растворы 0,5 М иодида калия, 0,0067 М железного и 0,005 М медного купороса и объемах, указанных во 2-м ряду таблицы:

1-й ряд	H ₂ SO ₄ – 10 мл (NH) ₄ S ₂ O ₈ – 10 мл Крахмал – 1 мл	H ₂ SO ₄ – 10 мл (NH) ₄ S ₂ O ₈ – 10 мл Крахмал – 1 мл	H ₂ SO ₄ – 10 мл (NH) ₄ S ₂ O ₈ – 10 мл Крахмал – 1 мл	H ₂ SO ₄ – 10 мл (NH) ₄ S ₂ O ₈ – 10 мл Крахмал – 1 мл
Время появления окраски				
2-й ряд	KI – 5 мл Вода – 19 мл	KI – 5 мл FeSO ₄ – 5 мл Вода – 14 мл	KI – 5 мл CuSO ₄ – 5 мл Вода – 14 мл	KI – 5 мл CuSO ₄ – 5 мл FeSO ₄ – 5 мл Вода – 9 мл
Время появления окраски				

Быстро выливают раствор из первого стакана 2-го ряда в первый стакан 1-го ряда (время начала реакции); перемешивая раствор стеклянной палочкой, отмечают время появления окраски. То же проделывают со второй, третьей, четвертой парами стаканов.

Опыт 6. В два стакана на 200 мл наливают по 30 мл растворов 0,1 М персульфата аммония, 0,5 М серной кислоты и 1 мл раствора крахмала. Одновременно в первый из стаканов приливают 5 мл раствора 0,5 М KI, а во второй – 5 мл раствора 0,5 М KI и 2 капли молибдата аммония, растворенного в 5 мл дистиллированной воды.

Обратить внимание на скорость появления окраски в первом и втором стаканах.

Требования к отчету. Наименование работы, цель работы, краткое описание методики, оборудования и хода работы, результаты измерений (таблица), выводы.

6 ДИДАКТИЧЕСКИЕ МАТЕРИАЛЫ ДЛЯ КОНТРОЛЯ (САМОКОНТРОЛЯ) УСВОЕННОГО МАТЕРИАЛА

6.1 Оценочные средства, показатели и критерии оценивания компетенций

Индекс компетенции	Оценочное средство	Показатели оценивания	Критерии оценивания сформированности компетенций
УК-1 ОПК-8 ПК-2	Отчет по лабораторной работе	Низкий – неудовлетворительно	ставится, если допущены существенные ошибки (в ходе эксперимента, в объяснении, в оформлении работы, по технике безопасности, в работе с веществами и приборами), которые не исправляются даже по указанию преподавателя.
		Пороговый – удо-	ставится, если допущены одна-две суще-

		влетворительно	ственные ошибки (в ходе эксперимента, в объяснении, в оформлении работы, по технике безопасности, в работе с веществами и приборами), которые исправляются с помощью преподавателя.
		Базовый – хорошо	а) работа выполнена правильно, без существенных ошибок, сделаны выводы; б) допустимы: неполнота проведения или оформления эксперимента, одна-две несущественные ошибки в проведении или оформлении эксперимента, в правилах работы с веществами и приборами
		Высокий – отлично	а) работа выполнена полно, правильно, без существенных ошибок, сделаны выводы; б) эксперимент осуществлен по плану с учетом техники безопасности и правил работы с веществами и приборами; в) имеются организационные навыки (поддерживается чистота рабочего места и порядок на столе, экономно используются реактивы).
	Контрольная работа	Низкий – неудовлетворительно	допустил число ошибок и недочетов превосходящее норму, при которой может быть выставлена оценка «3»
		Пороговый – удовлетворительно	если студент правильно выполнил не менее половины работы или допустил: не более двух грубых ошибок; или не более одной грубой и одной негрубой ошибки и одного недочета; или не более двух-трех негрубых ошибок; или одной негрубой ошибки и трех недочетов; или при отсутствии ошибок, но при наличии четырех-пяти недочетов.
		Базовый – хорошо	студент выполнил работу полностью, но допустил в ней: не более одной негрубой ошибки и одного недочета или не более двух недочетов
		Высокий – отлично	работа выполнена без ошибок, указаны все расчетные формулы, единицы измерения, без ошибок выполнены математические расчеты
	Реферат	Низкий – неудовлетворительно	тема реферата не раскрыта, обнаруживается существенное непонимание проблемы.
		Пороговый – удовлетворительно	имеются существенные отступления от требований к реферированию. В частности: тема освещена лишь частично; допущены фактические ошибки в содержании реферата или при ответе на дополнительные вопросы; во время защиты отсутствует вывод.
		Базовый – хорошо	основные требования к реферату и его защите выполнены, но при этом допущены недочёты. В частности, имеются неточности в изложении материала; отсутствует логическая последовательность в суждениях; не выдержан объём реферата; имеются упущения в оформ-

			лении; на дополнительные вопросы при защите даны неполные ответы.
		Высокий – отлично	выполнены все требования к написанию и защите реферата: обозначена проблема и обоснована её актуальность, сделан краткий анализ различных точек зрения на рассматриваемую проблему и логично изложена собственная позиция, сформулированы выводы, тема раскрыта полностью, выдержан объём, соблюдены требования к внешнему оформлению, даны правильные ответы на дополнительные вопросы.
	Тест	Низкий – до 60 баллов (неудовлетворительно)	за верно выполненное задание тестируемый получает максимальное количество баллов, предусмотренное для этого задания, за неверно выполненное – ноль баллов. После прохождения теста суммируются результаты выполнения всех заданий. Подсчитывается процент правильно выполненных заданий теста, после чего этот процент переводится в оценку, руководствуясь указанными критериями оценивания.
		Пороговый – 61-75 баллов (удовлетворительно)	
		Базовый – 76-84 баллов (хорошо)	
		Высокий – 85-100 баллов (отлично)	

6.2 Промежуточная аттестация студентов по дисциплине

Промежуточная аттестация является проверкой всех знаний, навыков и умений студентов, приобретённых в процессе изучения дисциплины. Формой промежуточной аттестации по дисциплине является экзамен.

Для оценивания результатов освоения дисциплины применяется следующие критерии оценивания.

Критерии оценивания устного ответа на экзамене

Оценка «5» (отлично) ставится, если студент:

- 1) полно раскрыто содержание материала билета;
- 2) материал изложен грамотно, в определенной логической последовательности, точно используется терминология;
- 3) показано умение иллюстрировать теоретические положения конкретными примерами, применять их в новой ситуации;
- 4) продемонстрировано усвоение ранее изученных сопутствующих вопросов, сформированность и устойчивость компетенций, умений и навыков;
- 5) ответ прозвучал самостоятельно, без наводящих вопросов;
- 6) допущены одна – две неточности при освещении второстепенных вопросов, которые исправляются по замечанию.
- 7) правильно решена расчетная задача.

Оценка «4» (хорошо) ставится, если:

ответ студента удовлетворяет в основном требованиям на оценку «5», но при этом имеет один из недостатков:

- 1) в изложении допущены небольшие пробелы, не исказившие содержание ответа;
- 2) допущены один – два недочета при освещении основного содержания ответа, исправленные по замечанию экзаменатора;
- 3) допущены ошибка или более двух недочетов при освещении второстепенных вопросов, которые легко исправляются по замечанию экзаменатора)

4) в расчетной задаче допущена ошибка.

Оценка «3» (удовлетворительно) ставится, если:

1) неполно или непоследовательно раскрыто содержание материала, но показано общее понимание вопроса и продемонстрированы умения, достаточные для дальнейшего усвоения материала;

2) имелись затруднения или допущены ошибки в определении понятий, использовании терминологии, исправленные после нескольких наводящих вопросов;

3) при неполном знании теоретического материала выявлена недостаточная сформированность компетенций, умений и навыков, студент не может применить теорию в новой ситуации)

4) решение расчетной задачи вызывает затруднения.

Оценка «2» (неудовлетворительно) ставится, если:

1) не раскрыто основное содержание учебного материала;

2) обнаружено незнание или непонимание большей или наиболее важной части учебного материала;

3) допущены ошибки в определении понятий, при использовании терминологии, которые не исправлены после нескольких наводящих вопросов)

4) не сформированы компетенции, умения и навыки)

5) расчетная задача не решена.

Примерные вопросы к экзамену

1. Предмет и содержание физической химии. Роль физической химии в современной биологии и химии.

2. Основные понятия химической термодинамики: система, процесс, термодинамические параметры. Формы обмена энергии системы с окружающей средой: теплота и работа.

3. Теплємкость. Виды теплємкости. Расчет теплємкости.

4. Теплємкость. Молекулярно-кинетическая теория теплємкости газов.

5. Первый закон термодинамики. Приложение первого закона термодинамики к изотермическим, изохорным, изобарным и адиабатическим процессам.

6. Основной закон термохимии Г. И. Гесса и следствия из него. Закон Р. Кирхгофа.

7. Второй закон термодинамики и его различные формулировки. Обоснование второго закона термодинамики. Цикл Карно. Теоремы Карно, Клаузиуса-Карно.

8. Энтропия. Уравнение второго закона термодинамики для обратимых и необратимых процессов. Термодинамическая и статистическая интерпретация энтропии.

9. Расчет энтропии в различных процессах. Зависимость энтропии от параметров состояния.

10. Третий закон термодинамики. Тепловая теорема Нернста. Абсолютные энтропии химических соединений.

11. Критерии самопроизвольного протекания процессов и положения равновесия в изохорно-изотермических и изобарно-изотермических условиях: энергия Гельмгольца и энергия Гиббса.

12. Зависимость термодинамических потенциалов от параметров состояния системы. Уравнение Гиббса-Гельмгольца.

13. Фундаментальные уравнения химической термодинамики Гиббса.

14. Основные признаки состояния химического равновесия. Закон действия масс, его кинетический и термодинамический вывод.

15. Способы выражения констант химического равновесия и взаимосвязь между ними.

16. Уравнение изотермы химической реакции. Значение этого уравнения для определения направления протекания химической реакции.

17. Влияние различных факторов на положение равновесия. Зависимость констант

равновесия от температуры, уравнения изохоры и изобары химической реакции. Влияние давления и концентраций на химическое равновесие, уравнение Планка.

18. Расчет констант химического равновесия.

19. Фазовые равновесия. Основные понятия и определения. Правило фаз Гиббса.

20. Приложение второго закона термодинамики к фазовым превращениям чистых веществ. Уравнение Клапейрона-Клаузиуса.

21. Физико-химический метод анализа. Термический анализ. Построение диаграмм плавкости.

22. Общая характеристика растворов. Термодинамическая теория растворов. Парциальные молярные величины и их значение в термодинамике растворов. Уравнение Гиббса-Дюгема.

23. Давление насыщенного пара компонента над раствором. Закон Рауля. Положительные и отрицательные отклонения от закона Рауля.

24. Классификация растворов: идеальные, предельно-разбавленные и реальные (неидеальные) растворы.

25. Термодинамика жидких летучих смесей. Состав паровой фазы над раствором. Законы Д.П. Коновалова. Азеотропные смеси.

26. Перегонка жидких летучих смесей. Ректификация.

27. Распределение растворенного вещества между двумя несмешивающимися растворителями. Экстракция.

28. Коллигативные свойства растворов неэлектролитов. Законы Рауля и Вант-Гоффа. Криоскопия. Эбулиоскопия.

29. Теория слабых электролитов. Свойства растворов слабых электролитов. Закон разбавления Оствальда.

30. Отклонения в поведении растворов электролитов от растворов неэлектролитов. Изотонический коэффициент, взаимосвязь его со степенью диссоциации.

31. Причины и механизм электролитической диссоциации.

32. Термодинамика растворов электролитов. Активность и ионная сила растворов.

33. Электростатическая теория сильных электролитов Дебая-Хюккеля.

34. Электрическая проводимость растворов электролитов. Зависимость электропроводности от различных факторов. Кондуктометрия.

35. Основы теории электропроводности Дебая-Онзагера: электрофоретический и релаксационный эффекты. Эффекты Вина и Дебая-Фалькенгагена.

36. Электрохимические системы. Основные понятия: электрод; гальванический элемент; правила записи электрохимических систем и процессов, протекающих в них; электрохимический потенциал; электродный потенциал; ЭДС.

37. Равновесия в электрохимических системах. Уравнения Нернста и Гиббса-Гельмгольца.

38. Скачок потенциала на межфазных границах: металл-раствор; раствор-раствор; металл-металл.

39. Равновесные электродные потенциалы. Водородная шкала электродных потенциалов. Стандартные электродные потенциалы. Потенциометрия.

40. Классификация электродов.

41. Электрохимические цепи.

42. Скорость электрохимических процессов. Концентрационная поляризация.

43. Электрохимическая поляризация электродов при электролизе. Уравнение Тафеля.

44. Электролиз расплавов и растворов электролитов. Законы Фарадея. Выход по току. Электрохимические эквиваленты.

45. Коррозия металлов и сплавов. Виды коррозии. Методы защиты от коррозии.

46. Предмет и задачи химической кинетики. Основные понятия химической кинетики. Кинетический закон действия масс.

47. Классификация реакций в химической кинетике.
 48. Расчет констант скоростей простых реакций первого, второго и третьего порядков в химической кинетике.
 49. Зависимость скорости химической реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа. Уравнение Аррениуса. Энергия активации.
 50. Теория активных столкновений в химической кинетике.
 51. Теория активированного комплекса (переходного состояния) в химической кинетике. Термодинамический аспект ТАК.
 52. Катализ. Виды катализа. Основные закономерности. Причины и механизм каталитического действия. Роль катализа в химии и промышленности.
 53. Гомогенный катализ.
 54. Гетерогенный катализ. Профиль пути гетерогенной каталитической реакции. Роль адсорбции в гетерогенном катализе.
 55. Теории гетерогенного катализа.

6.3 Оценочные средства для проверки уровня сформированности компетенций: УК-1, ОПК-8, ПК-2

Тесты содержат следующие типы заданий

Тип задания	№ задания	Вес задания (балл)	Результат оценивания (баллы, полученные за выполнение задания / характеристика правильности ответа)
задания закрытого типа с выбором одного правильного (1 из 4)	1, 2, 3	1 балл	1 б - полное правильное соответствие; 0 б - остальные случаи
задания закрытого типа с выбором нескольких правильных ответов (3 из 6)	4, 5, 6, 7	2 балла	2 б – полное правильное соответствие (последовательность вариантов ответа может быть любой); 1 б – если допущена одна ошибка / ответ правильный, но не полный; 0 б – остальные случаи
задания закрытого типа на установление соответствия (4 на 4)	8, 9	2 балла	2 б – полное правильное соответствие; 1 б – если допущена одна ошибка / ответ правильный, но не полный; 0 б – остальные случаи
задание закрытого типа на установление последовательности	10, 11	2 балла	2 б – полное правильное соответствие; 1 б – если допущена одна ошибка / ответ правильный, но не полный; 0 б – остальные случаи
задания открытого типа с кратким ответом	12, 13	3 балла	3 б – полное правильное соответствие; 0 б – остальные случаи.
задания открытого типа с развернутым ответом	14, 15	5 баллов	5 б – полное правильное соответствие; если допущена одна ошибка/неточность / ответ правильный, но не полный - 3 балла; если допущено более одной ошибки / ответ неправильный / ответ отсутствует – 0 баллов

Формируемая компетенция	Индикаторы сформированности компетенции
--------------------------------	--

УК-1. Способен осуществлять поиск, критический анализ и синтез информации, применять системный подход для решения поставленных задач, индикаторами достижения которой являются:	• УК-1.1 Демонстрирует знание особенностей системного и критического мышления и готовность к нему; • УК-1.2 Находит и критически анализирует информацию, необходимую для решения поставленной задачи; • УК-1.3 Аргументированно формирует собственное суждение и оценку информации, принимает обоснованное решение.
--	---

Задание 1. Какой термодинамический потенциал является критерием направления самопроизвольного процесса и равновесия в изобарно-изотермических условиях?

1. Внутренняя энергия (U)
2. Энтальпия (H)
3. Энергия Гельмгольца (F)
4. Энергия Гиббса (G)

Ответ: 4

Задание 2. Закон разбавления Оствальда связывает константу диссоциации слабого электролита с:

1. Температурой кипения раствора
2. Степенью диссоциации и концентрацией
3. Коэффициентом активности ионов
4. Электропроводностью при бесконечном разбавлении

Ответ: 2

Задание 3. Какой процесс в изолированной системе всегда протекает самопроизвольно?

1. Процесс с увеличением энтальпии ($\Delta H > 0$)
2. Процесс с уменьшением внутренней энергии ($\Delta U < 0$)
3. Процесс с увеличением энтропии ($\Delta S > 0$)
4. Процесс с увеличением энергии Гиббса ($\Delta G > 0$)

Ответ: 3

Задание 4. Какие из перечисленных величин являются функциями состояния?

1. Работа расширения (W)
2. Энтальпия (H)
3. Теплота процесса (Q)
4. Энергия Гиббса (G)
5. Внутренняя энергия (U)
6. Количество теплоты, выделившееся при горении вещества

Ответ: 2, 4, 5

Задание 5. Какие из перечисленных процессов сопровождаются увеличением энтропии системы?

1. Конденсация пара
2. Испарение жидкости
3. Сжигание древесины
4. Кристаллизация соли из пересыщенного раствора
5. Смешение двух газов
6. Сжатие идеального газа

Ответ: 2, 3, 5

Задание 6. Какие из перечисленных свойств разбавленных растворов неэлектролитов являются коллигативными?

1. Поверхностное натяжение
2. Осмотическое давление
3. Понижение температуры замерзания
4. Цвет
5. Повышение температуры кипения
6. Электропроводность

Ответ: 2, 3, 5

Задание 7. Какие из перечисленных факторов могут смещать химическое равновесие в соответствии с принципом Ле Шателье?

1. Изменение концентрации одного из реагентов
2. Изменение давления (для реакций с участием газов)
3. Добавление катализатора
4. Изменение температуры
5. Измельчение твердого реагента
6. Изменение объема реактора

Ответ: 1, 2, 4

Задание 8. Установите соответствие между понятием и его определением:

Энтальпия : тепловой эффект процесса, протекающего при постоянном давлении

Энтропия : Функция состояния, отражающая меру неупорядоченности системы

Энергия Гельмгольца : критерий возможности самопроизвольного процесса в изохорно-изотермических условиях

Энергия Гиббса : критерий возможности самопроизвольного процесса в изобарно-изотермических условиях

Задание 9. Установите соответствие между понятием химической кинетики и его определением:

Энергия активации : минимальная энергия, которой должны обладать молекулы для эффективного столкновения

Молекулярность реакции : число молекул, участвующих в элементарной стадии реакции

Порядок реакции : сумма показателей степеней в кинетическом уравнении

Катализатор : вещество, увеличивающее скорость реакции, но не расходующееся в процессе

Задание 10. Установите правильную последовательность стадий гетерогенного катализа (на примере синтеза аммиака на железном катализаторе).

- 1 : Диффузия молекул азота и водорода к поверхности катализатора
- 2 : Адсорбция молекул на активных центрах катализатора
- 3 : Химическое взаимодействие с образованием активированного комплекса и продуктов
- 4 : Десорбция молекул аммиака с поверхности катализатора

Задание 11. Установите правильную последовательность действий при расчете теплового эффекта реакции по стандартным энтальпиям образования веществ.

1 : Запись сбалансированного химического уравнения реакции

2 : Нахождение в справочнике стандартных энтальпий образования всех участников реакции

3 : Расчет по формуле: $\Delta H^0_{\text{реакции}} = \sum \Delta H^0_f(\text{продукты}) - \sum \Delta H^0_f(\text{реагенты})$

4 : Анализ знака полученной величины (экзо-/эндотермическая реакция)

Ответ: 1, 2, 3, 4

Задание 12. Допишите недостающие слова в формулировке закона Гесса: тепловой эффект химической реакции зависит только от начального и _____ состояния веществ и не зависит от пути процесса.

Ответ: конечного

Задание 13. Энтропия идеально кристаллического вещества при абсолютном нуле температуры равна _____.

Ответ: нулю

Задание 14. Используя правило фаз Гиббса, определите число степеней свободы для областей, линий и тройной точки на диаграмме состояния воды.

Ответ: Области (одна фаза: лед, жидкая вода или пар): $\Phi=1$, $C=1-1+2=2$. Система **бивариантна**. Это означает, что для однозначного описания состояния системы можно независимо менять в некоторых пределах и температуру, и давление.

Линии (две фазы в равновесии, напр., лед-вода): $\Phi=2$, $C=1-2+2=1$. Система **моновариантна**. Это означает, что для сохранения равновесия между двумя фазами можно произвольно менять только один параметр (например, температуру), тогда давление будет однозначно определяться этой температурой (или наоборот).

Тройная точка: лед-вода-пар: $\Phi=3$, $C=1-3+2=0$. Система **инвариантна**. Это означает, что сосуществование трех фаз возможно только при строго определенных значениях температуры и давления. Любое изменение этих параметров приведет к исчезновению одной из фаз.

Задание 15. В калориметр, содержащий 100 г воды при 25°C, поместили 10 г гидрокарбоната натрия (NaHCO_3). После полного растворения и установления теплового равновесия температура воды понизилась до 23.2°C. Как расчетным путем определить является процесс экзотермическим или эндотермическим?

Ответ: Рассчитаем теплоту, поглощенную в процессе: $Q = m \cdot c \cdot \Delta T = 110 \text{ г} \cdot 4.18 \text{ Дж}/(\text{г} \cdot ^\circ\text{C}) \cdot (23.2 - 25.0)^\circ\text{C} = -827.64 \text{ Дж}$. Знак "-" указывает на то, что теплота поглощается системой (эндотермический процесс).

Формируемая компетенция	Индикаторы сформированности компетенции
ОПК-8. Способен осуществлять педагогическую деятельность на основе специальных научных знаний, индикаторами достижения которой являются:	ОПК-8.3 Демонстрирует специальные научные знания, в том числе в предметной области.

Задание 1. Как формулируется первый закон термодинамики для изолированной системы?

1. Энтропия изолированной системы стремится к максимуму.
2. Внутренняя энергия изолированной системы постоянна.
3. Энтальпия изолированной системы равна нулю.
4. Энергия Гиббса изолированной системы минимальна.

Ответ: 2

Задание 2. Какой процесс описывается уравнением Клапейрона-Клаузиуса?

1. Зависимость скорости реакции от температуры.
2. Зависимость давления насыщенного пара от температуры.
3. Зависимость электропроводности от концентрации.

4. Зависимость константы равновесия от давления.

Ответ: 2

Задание 3. Какой из перечисленных электродов является электродом первого рода?

1. Хлорсеребряный электрод.
2. Каломельный электрод.
3. Водородный электрод.
4. Стекланный электрод.

Ответ: 3

Задание 4. Какие из перечисленных утверждений характеризуют стандартное состояние вещества? (Выберите 3 варианта)

1. Для газа - гипотетическое состояние идеального газа при давлении 1 бар.
2. Для конденсированной фазы - чистое вещество при давлении 1 бар.
3. Для раствора - состояние при бесконечном разбавлении.
4. Для раствора - состояние при концентрации 1 моль/л.
5. Стандартное состояние зависит от температуры.
6. Стандартное состояние зависит от давления.

Ответ: 1, 2, 5

Задание 5. Какие из перечисленных процессов сопровождаются увеличением энтропии системы? (Выберите 3 варианта)

1. Испарение жидкости.
2. Кристаллизация раствора.
3. Смешение двух газов.
4. Сжатие идеального газа.
5. Разложение вещества на простые газы (напр., $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$).
6. Упорядочивание структуры при охлаждении.

Ответ: 1, 3, 5

Задание 6. Какие из перечисленных величин являются коллигативными свойствами разбавленных растворов неэлектролитов? (Выберите 3 варианта)

1. Осмотическое давление.
2. Цвет.
3. Поверхностное натяжение.
4. Повышение температуры кипения.
5. Электропроводность.
6. Понижение температуры замерзания.

Ответ: 1, 4, 6

Задание 7. Какие из перечисленных факторов смещают химическое равновесие в системе $\text{N}_2(\text{г}) + 3\text{H}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{г}) + Q$ в сторону образования продукта (вправо)? (Выберите 3 варианта)

1. Повышение температуры.
2. Повышение давления.
3. Понижение давления.
4. Увеличение концентрации азота.
5. Увеличение концентрации аммиака.
6. Использование катализатора.

Ответ: 2, 4, 6

Задание 8. Установите соответствие между термодинамическим потенциалом и условиями его постоянства в равновесии:

Энергия Гиббса : $T=\text{const}$, $P=\text{const}$

Энергия Гельмгольца : $T=\text{const}$, $V=\text{const}$

Внутренняя энергия : $V=\text{const}$, $S=\text{const}$

Энтальпия : $S=\text{const}$, $P=\text{const}$

Задание 9. Установите соответствие между законом/уравнением и его формулировкой/назначением:

Закон Гесса : тепловой эффект реакции зависит только от начального и конечного состояния.

Закон действующих масс : зависимость скорости реакции от концентрации реагентов.

Уравнение Нернста : зависимость электродного потенциала от концентрации - В)

Уравнение изобары Вант-Гоффа : зависимость константы равновесия от температуры.

Задание 10. Установите последовательность стадий в цепной реакции с неразветвленными цепями:

1 : Инициирование (зарождение цепи).

2 : Рост (продолжение) цепи.

3 : Обрыв (гибель) цепи.

Задание 11. Установите правильную последовательность расчета изменения энергии Гиббса химической реакции при стандартных условиях:

1 : Найти стандартные энтальпии образования всех участников реакции.

2 : Найти стандартные абсолютные энтропии всех участников реакции.

3 : Рассчитать стандартное изменение энтальпии реакции (ΔH°).

4 : Рассчитать стандартное изменение энтропии реакции (ΔS°).

5 : Рассчитать стандартное изменение энергии Гиббса реакции по формуле $\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ$.

Задание 12. Функция состояния системы, мера рассеяния энергии, изменение которой в обратимом процессе равно приведенной теплоте – это

Ответ: Энтропия

Задание 13. Свойства растворов, зависящие только от количества частиц растворенного вещества и не зависящие от их природы называются

Ответ: коллигативные свойства

Задание 14. Объясните, почему и как явление осмоса играет ключевую роль в биологических системах. Приведите пример.

Ответ: Осмос обеспечивает регуляцию водно-солевого обмена и тургор (упругость) клеток. Клеточная мембрана является полупроницаемой перегородкой. Если поместить клетку в гипотонический раствор (с меньшей концентрацией солей, чем в клетке), вода будет поступать внутрь клетки, что может привести к ее набуханию и даже разрыву (гемолиз для эритроцитов). Если поместить клетку в гипертонический раствор, вода будет выходить из клетки, что приведет к ее сморщиванию (плазмолиз). В изотоническом растворе потоки воды уравновешены, и клетка сохраняет свою форму и жизнеспособность. Это фундаментально для процессов питания, выделения и поддержания гомеостаза.

Задание 15. Объясните, в чем заключается принцип Ле Шателье. Проиллюстрируйте его применение для предсказания смещения равновесия в экзотермической реакции.

Ответ: Принцип Ле Шателье гласит: если на систему, находящуюся в равновесии, оказать внешнее воздействие (изменить температуру, давление, концентрацию), то равновесие сместится в таком направлении, чтобы противодействовать этому изменению.

Пример для экзотермической реакции ($\Delta H < 0$): $A + B \rightleftharpoons C + D + Q$.

1. *Повышение температуры:* Воздействие - подвод тепла. Система будет противодействовать - смещать равновесие в сторону эндотермической реакции, т.е. в сторону обратной реакции (влево), что приводит к уменьшению выхода продуктов C и D.
2. *Понижение температуры:* Воздействие - отвод тепла. Система будет смещать равновесие в сторону экзотермической реакции, т.е. прямой реакции (вправо), увеличивая выход продуктов.
3. *Повышение давления* (для реакций с газами): Система сместится в сторону уменьшения объема. Направление смещения зависит от изменения числа молей газов.

Формируемая компетенция	Индикаторы сформированности компетенции
ПК-2. Способен осуществлять педагогическую деятельность по профильным предметам (дисциплинам, модулям) в рамках программ основного общего и среднего общего образования, индикаторами достижения которой являются:	• ПК-2.2 Применяет основы теории фундаментальных и прикладных разделов химии (неорганической, аналитической, органической, физической, химии ВМС, химических основ биологических процессов, химической технологии) для решения теоретических и практических задач.

Задание 1. Как формулируется первый закон термодинамики для изолированной системы?

1. Энтропия изолированной системы стремится к максимуму.
2. Внутренняя энергия изолированной системы постоянна.
3. Энтальпия изолированной системы равна нулю.
4. Энергия Гиббса изолированной системы минимальна.

Ответ: 2

Задание 2. Уравнение изотермы химической реакции позволяет рассчитать:

1. Зависимость константы равновесия от температуры.
2. Изменение энергии Гиббса при стандартных условиях.
3. Направление и возможность протекания реакции при заданных концентрациях.
4. Скорость химической реакции.

Ответ: 3

Задание 3. Какой термодинамический потенциал является критерием направленности самопроизвольного процесса в изобарно-изотермических условиях?

1. Внутренняя энергия (U)
2. Энтальпия (H)
3. Энергия Гельмгольца (F)
4. Энергия Гиббса (G)

Ответ: 4

Задание 4. Какие из перечисленных факторов влияют на скорость гетерогенной химической реакции?

1. Природа реагирующих веществ
2. Концентрация реагентов в твердой фазе
3. Температура
4. Величина межфазной поверхности
5. Давление (для газообразных реагентов)

6. Природа растворителя

Ответ: 3, 4, 5

Задание 5. Какие из перечисленных утверждений справедливы для стандартного водородного электрода (ВЭ)? (Выберите 3 варианта)

1. Его потенциал условно принят за ноль при любой температуре.
2. Он состоит из платиновой пластины, покрытой платиновой чернью, погруженной в раствор с $a(\text{H}^+) = 1$.
3. Через электрод пропускают водород при давлении 1 атм.
4. Он является электродом сравнения.
5. Его потенциал сильно зависит от pH раствора.
6. Он используется как индикаторный электрод в потенциометрии.

Ответ: 2, 3, 4

Задание 6. Какие из перечисленных свойств растворов являются коллигативными?

1. Температура кипения.
2. Цвет.
3. Осмотическое давление.
4. Электропроводность.
5. Температура замерзания.
6. Давление пара растворителя над раствором.

Ответ: 3, 5, 6.

Задание 7. Какие из перечисленных факторов могут сместить химическое равновесие в системе $\text{N}_2(\text{г}) + 3\text{H}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{г})$ $\Delta H < 0$ в сторону образования продукта (вправо)?

1. Повышение температуры.
2. Повышение давления.
3. Понижение давления.
4. Увеличение концентрации азота.
5. Увеличение концентрации аммиака.
6. Использование катализатора.

Ответ: 2, 4, 6.

Задание 8. Установите соответствие между типом электрода и его описанием.

Электрод 1-го рода : электрод, состоящий из металла, погруженного в раствор своих катионов (напр., Zn/Zn^{2+})

Электрод 2-го рода : электрод, обратимый относительно аниона, образующего малорастворимое соединение с катионом металла (напр., Ag/AgCl)

Окислительно-восстановительный : электрод, состоящий из инертного материала (напр., Pt), погруженного в раствор, содержащий окисленную и восстановленную формы вещества

Газовый : электрод, состоящий из инертного материала, омываемого газом и погруженным в раствор, содержащий ионы этого газа (напр., водородный электрод)

Задание 9. Установите соответствие между законом/уравнением и его формулировкой/назначением:

Закон Гесса : тепловой эффект реакции зависит только от начального и конечного состояния системы и не зависит от пути процесса

Закон Кирхгофа : описывает зависимость теплового эффекта реакции от температуры

Уравнение Аррениуса : описывает зависимость константы скорости реакции от температуры

Закон Фарадея : масса вещества, выделившегося на электроде, пропорциональна количеству пропущенного электричества

Задание 10. Установите правильную последовательность действий при потенциометрическом определении pH раствора.

- 1 : Калибровка pH-метра по стандартным буферным растворам
- 2 : Промывка электрода дистиллированной водой
- 3 : Погружение комбинированного стеклянного электрода в исследуемый раствор
- 3 : Установление равновесного значения потенциала
- 5 : Снятие показания pH с дисплея прибора

11. Расположите растворы в порядке возрастания осмотического давления при одинаковой температуре (концентрации всех растворов ~0.1 М).

- 1 : Раствор глюкозы $C_6H_{12}O_6$.
- 2 : Раствор хлорида натрия $NaCl$.
- 3 : Раствор хлорида кальция $CaCl_2$.

Задание 12. Рассчитайте изменение стандартной энергии Гиббса (ΔG^0_{298}) для реакции $2NO(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2NO_2(g)$, если известны стандартные энергии Гиббса образования: $\Delta G^0_f(NO(g)) = +86.6$ кДж/моль, $\Delta G^0_f(NO_2(g)) = +51.3$ кДж/моль.

(Ответ типа: -25.6)

Ответ: -70.6.

Задание 13. Вариантность равновесной термодинамической системы – это ____.

Ответ: степень свободы.

Задание 14. Ученик на уроке химии спрашивает: «Почему скорость ферментативной реакции перестает расти после достижения определенной концентрации субстрата, даже если мы продолжаем его добавлять?» Как вы, как учитель, объясните этот феномен, используя знания из физической химии?

Ответ: Все активные центры фермента оказываются занятыми молекулами субстрата, и скорость реакции достигает своего максимального значения, ограничиваясь количеством фермента.

Задание 15. Опишите, как и почему осмотическое давление влияет на жизнедеятельность биологических клеток (например, растительных или эритроцитов). Приведите примеры.

Ответ: Осмотическое давление является ключевым фактором для поддержания тургора (упругости) клеток. Внутри клетки содержится раствор различных веществ (солей, сахаров, белков). Если клетку поместить в среду с более высоким осмотическим давлением (гипертонический раствор, например, концентрированный раствор соли), вода будет выходить из клетки через полупроницаемую мембрану по направлению в среду. Это приведет к потере тургора и нарушению метаболизма. Например, при засолении почв растения вянут. И наоборот, если клетку поместить в среду с низким осмотическим давлением (гипотонический раствор, например, дистиллированная вода), вода будет поступать в клетку. Это может привести к набуханию и даже разрыву клетки, что наблюдается при помещении эритроцитов в чистую воду. Поэтому для нормального функционирования клеток важна изотоническая среда, где осмотическое давление внутри и снаружи клетки одинаково.

7 ПЕРЕЧЕНЬ ИНФОРМАЦИОННЫХ ТЕХНОЛОГИЙ, ИСПОЛЬЗУЕМЫХ В ПРОЦЕССЕ ОБУЧЕНИЯ

Информационные технологии– обучение в электронной образовательной среде с целью расширения доступа к образовательным ресурсам, увеличения контактного взаимодействия с преподавателем, построения индивидуальных траекторий подготовки, объективного контроля и мониторинга знаний студентов.

В образовательном процессе по дисциплине используются следующие информационные технологии, являющиеся компонентами Электронной информационно-образовательной среды БГПУ:

- Система электронного обучения ФГБОУ ВО «БГПУ»;
- Система тестирования на основе единого портала «Интернет-тестирования в сфере образования www.i-exam.ru»;
- Электронные библиотечные системы;
- Мультимедийное сопровождение лекций и практических занятий.

8 ОСОБЕННОСТИ ИЗУЧЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ ИНВАЛИДАМИ И ЛИЦАМИ С ОГРАНИЧЕННЫМИ ВОЗМОЖНОСТЯМИ ЗДОРОВЬЯ

При обучении лиц с ограниченными возможностями здоровья применяются адаптивные образовательные технологии в соответствии с условиями, изложенными в разделе «Особенности реализации образовательной программы для инвалидов и лиц с ограниченными возможностями здоровья» основной образовательной программы (использование специальных учебных пособий и дидактических материалов, специальных технических средств обучения коллективного и индивидуального пользования, предоставление услуг ассистента (помощника), оказывающего обучающимся необходимую техническую помощь и т. п.) с учётом индивидуальных особенностей обучающихся.

9 СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ И ИНФОРМАЦИОННЫХ РЕСУРСОВ

9.1 Литература

Основная литература

1. Горшков, В. И. Основы физической химии / В.И. Горшков, И. А. Кузнецов. – М.: Бинوم. Лаборатория знаний, 2006. – 407 с. (34 экз.)
2. Дамаскин, Б. Б. Электрохимия / Б. Б. Дамаскин, О. А. Петрий, Г. А. Цирлина. – СПб.: изд-во Лань, 2015. – 672 с. (10 экз.)
3. Задачи по физической химии / В. В. Еремин, С. И. Карпов, И. А. Успенская, Н. Е. Кузьменко, В. В. Лунин. – М.: Изд-во «Экзамен», 2003. – 320 с. (57 экз.)
4. Практические работы по физической химии / Под ред. К. П. Мищенко, А. А. Равделя, А. М. Пономаревой. – М.: Изд-во «Профессия», 2002. – 384с. (43 экз.)
5. Стромберг, А. Г. Физическая химия / А. Г. Стромберг, Д. П. Семченко; под ред. А. Г. Стромберга. – М.: Высшая школа, 1999. – 527 с. (14 экз.)
6. Физическая химия: В 2 кн. Строение вещества. Термодинамика / К. С. Краснов, Н. К. Воробьев, И. Н. Годнев и др.; под ред. К. С. Краснова. – М.: Высшая школа, 2001. – Кн. 1. – 319 с. (23 экз.)

Дополнительная литература

1. Балезин, С.А. Основы физической и коллоидной химии / С.А. Балезин. – М. : Просвещение, 1975. – 398 с. (13 экз.)
2. Балезин, С.А. Практикум по физической и коллоидной химии / С.А. Балезин. – М. : Просвещение, 1980. – 272 с. (21 экз.)
3. Ипполитов, Е. Г. Физическая химия / Е. Г. Ипполитов, А. В. Артемов, В. В. Баграков. – М.: Издательский центр «Академия», 2005. – 447 с. (24 экз.)
4. Колесникова, Л. Г. Основы химической термодинамики: курс лекций / Л. Г. Колесникова. – Благовещенск: Изд-во БГПУ, 2008. – 211 с. (16 экз.)
5. Мягченков, В.А. Поверхностные явления и дисперсные системы : учеб. пособие

для студ. вузов / В.А. Мягченков. - 2-е изд., перераб. – М. : КолосС, 2010. – 184, [3] с. : ил. (5 экз.)

6. Практикум и задачник по коллоидной химии. Поверхностные явления и дисперсные системы : учеб. пособие для студ. вузов / В.В. Назарова [и др.] ; под ред. В.Н. Назарова, А.С. Гродского. – М. : Академкнига, 2007. – 372 с. : ил. (5 экз.)

9.2 Базы данных и информационно-справочные системы

1. Сайт о химии <http://www.xumuk.ru/>
2. Каталог образовательных интернет-ресурсов <http://www.edu.ru>
3. Популярная библиотека химических элементов
<https://web.archive.org/web/20161021151915/http://n-t.ru/ri/ps/>
4. Электронная библиотека по химии МГУ <http://www.chem.msu.su/rus/elibrary/>

9.3 Электронно-библиотечные ресурсы

1. Polpred.com Обзор СМИ/Справочник [http:// polpred.com/news](http://polpred.com/news).
2. ЭБС «Юрайт» <https://urait.ru/>.

10 МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКАЯ БАЗА

Для проведения занятий лекционного и семинарского типа, групповых и индивидуальных консультаций, текущего контроля и промежуточной аттестации используются аудитории, оснащённые учебной мебелью, аудиторной доской, компьютером(рами) с установленным лицензионным специализированным программным обеспечением, коммутатором для выхода в электронно-библиотечную систему и электронную информационно-образовательную среду БГПУ, мультимедийными проекторами, экспозиционными экранами, учебно-наглядными пособиями (таблицы, мультимедийные презентации). Для проведения практических занятий также используется: **Лаборатория физической химии**, оснащённая следующим оборудованием:

- Комплект аудиторной мебели
- Пюпитр (1 шт.)
- Аудиторная доска (1 шт.)
- Компьютер с установленным лицензионным специализированным программным обеспечением (3 шт.)
- Мультимедийный проектор
- Принтер (2 шт.)
- Экспозиционный экран (навесной) (1 шт.)
- ЯМР-спектрометр низкого разрешения «Спин Трэк» (1 шт.)
- Аквадистиллятор ДЭ-10 (1 шт.)
- Весы GF-300 (1 шт.)
- Весы торсионные ВТ-100 (1 шт.)
- Вискозиметр (4 шт.)
- Иономер (3 шт.)
- Кондуктометр анион-4120 (3 шт.)
- КФК-2 (1 шт.)
- Люксметр (1 шт.)
- Мешалка магнитная П-Э-6100 (2 шт.)
- Модуль «Термический анализ» (3 шт.)
- Модуль «Термостат» (3 шт.)
- Модуль «Универсальный контроллер» (3 шт.)
- Модуль «Электрохимия» (3 шт.)
- Модуль универсальный (6 шт.)
- Набор сит КП-131(1 шт.)
- Поляриметр (1 шт.)
- Потенциометр (1 шт.)
- Центрифуга лабораторная ОПН-8 (с ротором) (1 шт.)

- Штатив для электродов (2 шт.)
- Эксикатор с краном (1 шт.)
- Модуль «Общелабораторный» (1 шт.)
- Спектрофотометр (1 шт.)
- Спектрофотометр КФК-3КМ (1 шт.)
- Комплект ариометров (1 шт.)
- Метроном (1 шт.)
- Мост реохордный с сосудом
- Термостат ТС-1/80 СПУ (1 шт.)
- Штативы для пробирок, нагревательные приборы, лабораторная посуда
- Химические реактивы по тематике лабораторных работ
- Учебно-наглядные пособия - слайды, таблицы, мультимедийные презентации по дисциплине «Физическая химия»

Ауд. 118 «А». Лаборатория естественно-научной направленности педагогического технопарка «Кванториум-28» им. С.В. Ланкина

- Комплект аудиторной мебели
- Доска 1-элементная меловая магнитная
- Стол пристенный химический (3 шт.)
- Ноутбук (4 шт.)
- МФУ принтер
- Аппарат Киппа (2 шт.)
- Стерилизатор для лабораторной посуды воздушный (1 шт.)
- Лабораторное оборудование по химии (6 шт.)
- Магнитная мешалка (1 шт.)
- Цифровая лаборатория по химии «Releon» (6 шт.)
- Цифровая лаборатория по физике «Releon» (6 шт.)
- Цифровая лаборатория по биологии «Releon» (6 шт.)
- Учебно-исследовательская лаборатория биосигналов и нейротехнологий (6 шт.)
- Учебная лаборатория точных измерений (6 шт.)
- Микроскоп учебный «Эврика» (6 шт.)

Самостоятельная работа студентов организуется в аудиториях оснащенных компьютерной техникой с выходом в электронную информационно-образовательную среду вуза, в специализированных лабораториях по дисциплине, а также в залах доступа в локальную сеть БГПУ, в лаборатории психолого-педагогических исследований и др.

Используемое программное обеспечение: Microsoft®WINEDUpervDVC AllLng Upgrade/SoftwareAssurancePack Academic OLV 1License LevelE Platform 1Year; Microsoft®OfficeProPlusEducation AllLng License/SoftwareAssurancePack Academic OLV 1License LevelE Platform 1Year; Dr.Web Security Suite; Java Runtime Environment; Calculate Linux.

Разработчик: Родионова Н.А., кандидат химических наук, доцент кафедры химии.

11 ЛИСТ ИЗМЕНЕНИЙ И ДОПОЛНЕНИЙ

Утверждение изменений и дополнений в РПД для реализации в 2025/2026 уч. г.

Рабочая программа дисциплины пересмотрена, обсуждена и одобрена для реализации в 2025/2026 учебном году на заседании кафедры (протокол № 6 от 26 марта 2025 г.). В РПД внесены следующие изменения и дополнения:

№ изменения: 1	
№ страницы с изменением:	
Включить:	Исключить: