

Министерство образования и науки Российской Федерации

Государственное образовательное учреждение
высшего профессионального образования
«Рязанский государственный университет имени С.А. Есенина»

Утверждено на заседании
кафедры химии
Протокол № 1 от 15 сентября 2009 г.
Зав. кафедрой, канд. хим. наук, проф.



А.Н. Козлов

ФИЗИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Программа дисциплины
и учебно-методические рекомендации

Для специальности 032400.00 — «Биология с дополнительной специальностью»
Факультет естественно-географический
(отделение биологии и химии)
Курс 2, семестр 4
Всего часов (включая самостоятельную работу) — 180

Составители: **А.Н. Козлов**, канд. хим. наук, проф.
Н.П. Ускова, канд. пед. наук, доц.

Рязань 2010

ББК 24я73
Ф50

Печатается по решению редакционно-издательского совета государственного образовательного учреждения высшего профессионального образования «Рязанский государственный университет имени С.А. Есенина» в соответствии с планом изданий на 2010 год.

Рецензент *В.А. Шелонцев*, канд. хим. наук, доц. (ОГПИ, г. Омск)

Ф50 **Физическая химия** : программа дисциплины и учебно-методические рекомендации / сост. А.Н. Козлов, Н.П. Ускова ; Ряз. гос. ун-т имени С.А. Есенина. — Рязань, 2010. — 60 с.

Программа дисциплины и учебно-методические рекомендации составлены в соответствии с ГОС ВПО и требованиями по подготовке специалистов в вузе.

Адресована студентам естественно-географического факультета, обучающимся по специальности 032400.00 — «Биология с дополнительной специальностью».

Ключевые слова: химическая термодинамика, термохимия, химическая кинетика, растворы, фазовые равновесия, электрохимия, поверхностные явления, адсорбция.

ББК 24я73

© Козлов А.Н., Ускова Н.П., сост., 2010
© Государственное образовательное учреждение высшего профессионального образования «Рязанский государственный университет имени С.А. Есенина», 2010

Выписка
из ГОС ВПО специальности 032400.00
«Биология с дополнительной специальностью»
ДПП.Ф.05. Физическая химия

Предмет и задачи курса как теоретические основы современной химии и химической технологии, основы химической термодинамики, растворы, фазовые равновесия, химические равновесия, поверхностные явления, необратимые процессы, химическая кинетика, катализ, электрохимия, строение и свойства молекул, межмолекулярные взаимодействия, современная теория химического строения молекул, строение конденсированных фаз.

АННОТАЦИЯ

«Физическая химия» — дисциплина, входящая в блок профессиональной подготовки по специальности 032400.00 «Биология с дополнительной специальностью» (квалификация «учитель биологии и химии»).

Цель дисциплины: дать представление о месте дисциплины в системе общепрофессиональных дисциплин. Развить навыки, способности и компетенции студентов, необходимые для решения конкретных задач по термодинамике, химической кинетике, теории растворов, электрохимии, на изучение закономерностей протекания химических, физико-химических процессов, используя при этом теоретические и экспериментальные методы химии и физики.

Задачи дисциплины:

— формирование целостного представления о закономерностях протекания химических, физико-химических и коллоидно-химических процессов;

— формирование знаний о зависимости между строением, энергетическими характеристиками химических связей и реакционной способностью веществ;

— формирование знаний о зависимости влияния различных факторов на скорость и механизмы химических реакций;

— формирование базового понятийного аппарата, необходимого для освоения студентами общей, аналитической, органической, биологической и прикладной химии, входящих в учебный план подготовки студентов по специальности 032400.00 «Биология с дополнительной специальностью»;

— формирование навыков экспериментального исследования закономерностей протекания процессов, применения изученных закономерностей для предсказания хода процессов во времени.

Для изучения дисциплины необходимы знания по общей и аналитической химии, физике.

Содержание дисциплины. Физическая химия. Основные приемы и методы физико-химических измерений химии. Прикладная направленность физической химии.

Структура дисциплины: данная дисциплина состоит из 4 модулей:

1. Основы химической термодинамики.
2. Химическая кинетика.
3. Растворы.
4. Основы электрохимии.

В результате изучения дисциплины студент должен

знать:

- цели, задачи физической химии; пути и способы их решения;
- роль и значение методов физической химии;
- основные разделы физической химии;
- основные этапы развития физической химии, ее современное состояние;
- основы химической термодинамики;
- учение о химическом равновесии;
- термодинамику физического равновесия;
- основы учения о растворах;
- основные понятия и методы электрохимии;
- основы формальной химической кинетики; понятие о теориях химической кинетики;
- основы учения об адсорбции и катализе;
- основные понятия, законы и методы коллоидной химии;
- основные литературные источники и справочную литературу по физической и коллоидной химии;
- основные правила охраны труда и техники безопасности при работе в химической лаборатории;

уметь:

- самостоятельно работать с учебной и справочной литературой по физической химии;
- пользоваться основными приемами и методами физико-химических измерений химии;
- обрабатывать, анализировать и обобщать результаты физико-химических наблюдений и измерений;
- применять полученные знания при изучении аналитической, прикладной химии.

ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ ДИСЦИПЛИНЫ

- молекулярная система, микро- и макросостояние системы, статистические средние макроскопических величин, молекулярная сумма по состояниям;
- термодинамические системы, термодинамические переменные, обратимые и необратимые процессы, уравнение состояния;
- теплота, работа, внутренняя энергия, энтальпия, теплота химической реакции, энтальпия образования, энтальпия сгорания, растворения, нейтрализации, кристаллической решетки, теплоемкость;
- энтропия, характеристические функции, энергия Гиббса, энергия Гельмгольца, химический потенциал;
- скорость химической реакции, зависимость скорости от температуры, концентрации;
- энергия активации, уравнение Аррениуса;
- теория активных соударений, теория активированного комплекса;
- закон действия масс, константы равновесия, химическое равновесие;

- работа химической реакции, изотерма Вант Гоффа, химическое сродство, изохора и изобара химической реакции, выход продуктов химической реакции, приведенная энергия Гиббса, гетерогенные химические равновесия;
- раствор, идеальный раствор и бесконечно разбавленный раствор, давление насыщенного пара жидких растворов, стандартные состояния, растворимость;
- осмотические явления, осмотическое давление, мембранные равновесия;
- парциальные молярные величины, равновесие жидкость — пар, двухкомпонентные системы, диаграммы состояния, ректификация, азеотропные смеси;
- электролиты сильные и слабые, свойства растворов электролитов, изотонический коэффициент, теория электролитической диссоциации Аррениуса, закон разведения Оствальда;
- гетерогенные системы, фазы, компоненты, степень свободы;
- однокомпонентные системы, фазовые переходы первого рода, теплоты испарения, теплоты сублимации;
- диаграммы состояния двухкомпонентных систем, анализ диаграмм состояния, твердые растворы;
- адсорбционные равновесия, адсорбент, адсорбат, хемосорбция, физическая адсорбция, хроматография, поверхность адсорбента;
- электрохимические цепи, гальванические элементы, контактный и диффузионный потенциалы, электродвижущие силы, уравнение Нернста — уравнение зависимости электродвижущей силы (ЭДС) гальванического элемента от активностей ионов в растворе, термодинамика гальванического элемента;
- стандартный электродный потенциал; нормальный водородный электрод; электроды сравнения; классификация электродов: электроды первого и второго рода, газовые, окислительно-восстановительные, мембранный электрод, стеклянный электрод; классификация электрохимических цепей: химические, концентрационные, окислительно-восстановительные (примеры);
- применение метода ЭДС (потенциометрия): определение термодинамических величин, среднего ионного коэффициента активности, pH растворов, потенциометрическое титрование.

СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

Модуль 1

Основы химической термодинамики

1. Введение

Предмет физической химии. Роль и место физической химии в науке и технике. Значение физической и коллоидной химии для объяснения химических и биологических процессов. Место физической и коллоидной химии в формировании учителя химии.

Историческое развитие и основные разделы физической химии. Вклад российских и зарубежных ученых в развитие науки.

Теоретические методы физической химии: квантово-механический, термодинамический, кинетический. Международная система единиц (СИ).

2. Кинетическая теория газов. Газовые законы

Газообразное состояние. Понятие идеального газа. Законы Бойля—Мариотта, Гей-Люссака и Шарля. Уравнение состояния идеального газа. Парциальное давление газов. Закон Дальтона.

Кинетическая теория газов. Основное уравнение кинетической теории газов. Скорость молекул. Средняя квадратичная скорость. Кинетическая интерпретация температуры. Распределение молекул по скоростям и энергиям.

Реальные газы. Уравнение состояния реального газа (уравнение Ван-дер-Ваальса). Критическое состояние. Критические константы. Сжижение газов. Жидкое состояние. Твердое состояние. Основные особенности и характеристики жидкого и твердого состояния.

3. Первое начало термодинамики. Закон Гесса. Закон Кирхгофа

Исторический обзор химической термодинамики.

Основные понятия химической термодинамики: система (открытая, закрытая, изолированная), фаза, термодинамический процесс, внутренняя энергия, параметры состояния (экстенсивные, интенсивные), функция состояния. Понятие равновесного термодинамического процесса. Теплота и работа. Энтальпия.

Первое начало термодинамики. Обмен энергией в форме работы. Работа при изохорном, изобарном, изотермическом и адиабатном процессах. Обмен энергией в форме теплоты. Теплоемкость (средняя, истинная, мольная теплоемкость идеального газа, атомная теплоемкость).

Применение Первого начала термодинамики. Термохимия. Тепловой эффект химической реакции при изобарных и изохорных условиях. Закон Гесса и следствия из него. Стандартные условия в термодинамике.

Энтальпии образования, сгорания, фазового перехода, растворения, гидратации. Энтальпийные диаграммы и циклы. Расчет тепловых эффектов химических процессов, энергий связи, кристаллической решетки. Цикл Борна—Габера.

Зависимость теплового эффекта химической реакции от температуры. Закон Кирхгофа.

Понятие обратимых и необратимых процессов. Невозможность определения направления термодинамического процесса в рамках Первого начала термодинамики. Самопроизвольные и несамопроизвольные процессы.

4. Второе начало термодинамики. Энтропия. Третье начало термодинамики

Термодинамическая вероятность. Изменение энтропии в обратимых и необратимых процессах. Порядок и беспорядок в природе. Статистический характер Второго начала термодинамики. Применение Второго начала термодинамики к изолированной системе. Формулировки Второго начала термодинамики. Коэффициент полезного действия тепловой машины. Цикл Карно. Абсолютная энтропия. Формулировка Третьего начала термодинамики.

Термодинамические функции. Максимальная полезная работа. Энергия Гиббса. Энергия Гельмгольца. Физический смысл изобарно-изотермического потенциала. Критерии направления и равновесия термодинамического процесса в открытых и закрытых системах. Уравнение Гиббса—Гельмгольца. Химический потенциал. Характеристические функции.

Термодинамика химического равновесия. Закон действующих масс Гульдберга и Вааге. Константа химического равновесия. Уравнение изотермы химической реакции. Уравнение изобары и изохоры. Смещение химического равновесия. Зависимость константы химического равновесия от температуры. Диаграммы Эллингема.

Фазовые равновесия. Фаза, компоненты, степени свободы. Правило фаз Гиббса. Уравнение Клайперона—Клаузиуса. Диаграмма состояния чистого вещества. Диаграмма состояния двухкомпонентных систем при неограниченной растворимости в жидком состоянии и образующих или не образующих твердые растворы или химические соединения. Эвтектика. Термический анализ.

Модуль 2 **Химическая кинетика**

1. Описание химического процесса с точек зрения химической термодинамики и кинетики

Основные задачи химической кинетики. Возможность описания процесса с точки зрения термодинамики и кинетики. Скорость химической реакции. Определение скорости, размерность скорости. Реакции простые и сложные. Механизм химической реакции. Кинетическая формулировка закона действующих масс. Физический смысл константы скорости химической реакции. Молекулярность реакций. Порядок реакций. Реакции нулевого, первого, второго, третьего порядков и их кинетические уравнения. Размерность константы скорости химической реакции. Экспериментальные методы определения порядков реакций.

Сложные реакции (параллельные, последовательные, обратимые, сопряженные). Особенности кинетики сложных реакций. Принципы независимости химических реакций, лимитирующей стадии и детального равновесия.

Зависимость скорости химической реакции от температуры. Правило Вант Гоффа, температурный коэффициент. Уравнение Аррениуса. Анализ уравнения Аррениуса. Энергия активации. Экспериментальное определение энергии активации.

Теория активных соударений (ТАС). Возможность теоретического расчета энергии активации. Стерический фактор. Применение ТАС к мономолекулярным реакциям. Основное уравнение ТАС. Рассчитанное значение предэкспоненциального множителя. Достоинства и недостатки ТАС.

Теория активированного комплекса (переходного состояния) (ТАК). Термодинамический аспект теории активированного комплекса. Энтальпия и энтропия активации. Достоинства и недостатки теории. Сравнение ТАС и ТАК.

Цепные реакции. Основные стадии цепных реакций. Длина цепи. Разветвленные и неразветвленные цепные реакции. Вклад Н.Н. Семенова в изучение

цепных реакций. Особенности кинетики цепных процессов. Фотохимические процессы. Фотосенсибилизация. Фотосинтез, хемолуминисценция, биолюминисценция.

2. Особенности каталитических процессов

Катализ. Каталитические процессы. Гомогенный и гетерогенный катализ. Кислотно-основной катализ. Автокаталитические реакции. Особенности кинетики гетерогенных процессов. Стадийность гетерогенных процессов. Свойства катализаторов. Механизм каталитического действия. Каталитические яды. Промоторы. Теории гетерогенного катализа. Вклад А.А. Баландина и Н.И. Кобозева в теорию гетерогенного катализа. Каталитические процессы в химической промышленности. Микрогетерогенный катализ. Особенности действия биологических катализаторов.

3. Адсорбция

Энергетическое состояние частиц на границе фаз. Поверхностное натяжение. Определение поверхностного натяжения. Явления, связанные с изменением формы поверхности раздела. Капиллярные явления. Смачивание, растекание. Условия смачивания и растекания. Адгезия, когезия.

Изменения состава поверхностных слоев. Сорбция. Абсорбция. Адсорбция. Природа адсорбционного взаимодействия. Физическая адсорбция. Хемосорбция. Теплота адсорбции.

Адсорбция на поверхности жидкости. Уравнение адсорбции Гиббса. Поверхностная активность. Поверхностно-активные (ПАВ) и поверхностно-инактивные (ПИВ) вещества.

Адсорбция на поверхности твердых тел. Адсорбент. Адсорбат. Теория мономолекулярной адсорбции Ленгмюра. Изотерма адсорбции Ленгмюра. Изотерма Фрейндлиха. Капиллярная конденсация. Полимолекулярная адсорбция. Теория Брунауэра, Эммета, Теллора (БЭТ). Адсорбция электролитов. Ионный обмен. Хроматография.

Модуль 3 Растворы

1. Растворы неэлектролитов

Классификация дисперсных систем. Общая характеристика истинных растворов. Термодинамика растворов. Межмолекулярные взаимодействия в растворах. Способы выражения состава растворов (мольная доля, массовая доля, моляльность, молярность, молярная концентрация эквивалента).

Растворы неэлектролитов. Идеальные растворы. Давление насыщенного пара над раствором летучих компонентов. Закон Рауля. Положительные и отрицательные отклонения от закона Рауля. Зависимость температуры кипения и давления насыщенного пара бинарного раствора от его состава. Законы Коновалова. Перегонка растворов. Ректификация. Азеотропные смеси. Системы с ограничен-

ной растворимостью компонентов в жидкой фазе. Давление пара взаимнонерастворимых компонентов и перегонка с водяным паром. Экстракция и ее значение

в биологии, технике. Бесконечно разбавленные растворы.

Зависимость растворимости газов от давления, природы растворителя, температуры.

Коллигативные свойства растворов неэлектролитов. Температура кипения и затвердевания растворов. Физический смысл криоскопической и эбулеоскопической констант. Осмотическое давление. Значение осмоса в биологических процессах.

2. Растворы электролитов

Растворы электролитов и их особенности. Коллигативные свойства растворов электролитов. Изотонический коэффициент. Теория электролитической диссоциации С. Аррениуса. Степень и константа электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Достоинства и недостатки теории электролитической диссоциации. Развитие теории электролитической диссоциации. Ионные равновесия. Роль рН в биологических процессах. Буферные растворы, получение, свойства, роль в биологических системах.

Ион-дипольное взаимодействие. Механизм образования растворов электролитов. Сольватация (гидратация) ионов. Энергия сольватации. Возможности расчета энергии сольватации.

Ион-ионное взаимодействие. Электростатическая теория сильных электролитов Гюккеля и Дебайя. Первое приближение теории сильных электролитов. Активность электролитов, коэффициент активности, зависимость коэффициента активности от разведения. Определение коэффициентов активности. Ионная сила растворов электролитов. Значение учета ионной силы электролита для биологических систем.

Электропроводность растворов. Подвижность ионов. Числа переноса. Зависимость удельной и эквивалентной электропроводности от разведения. Закон Кольрауша. Аномальная подвижность ионов H^+ и OH^- и ее объяснение. Понятие о теории электропроводности Дебайя—Онзагера. Кондуктометрия.

Модуль 4

Основы электрохимии

1. Равновесные электродные процессы

Химические и электрохимические процессы. Характеристика электрохимических процессов. Скачки потенциалов на границе фаз (контактный, диффузионный, мембранный, электродный). Понятие о двойном электрическом слое. Термодинамика электрохимических процессов. Уравнение Нернста. Равновесные электродные процессы. Работа гальванического элемента. Электродвижущая сила гальванического элемента (ЭДС). Стандартный электродный потенциал. Использование стандартных электродных потенциалов. Ряд напряжений метал-

лов. Диаграммы Пурбэ. Классификация электродов (I рода, II рода, газовые, окислительно-восстановительные, амальгамные, ионоселективные). Электрохимические цепи (физические, концентрационные, химические). Простые и сложные химические цепи. Свинцовый аккумулятор. Элемент Вестона. Компенсационный метод определения ЭДС. Химические источники тока. Ионметрия. Индикаторные электроды для рН-метрии. Потенциометрическое титрование.

2. Неравновесные электродные процессы

Неравновесные электродные процессы. Электрохимическая кинетика. Ток обмена. Поляризация электродов и ее причины. Перенапряжение электрохимической реакции. Концентрационное перенапряжение. Уравнение Тафеля и его анализ. Механизм восстановления ионов водорода. Перенапряжение диффузии. Предельный диффузионный ток. Полярография. Потенциал полуволны.

Электролиз растворов и расплавов электролитов. Законы Фарадея. Выход по току. Значение электролиза в технике. Гальванопластика, гальваностегия, электрорафинирование. Кулонометрия.

Коррозия металлов как частный случай неравновесных электродных процессов. Теория микрогальванических элементов. Кинетическая теория коррозии (А.Н. Фрумкин, Я.М. Колотыркин). Классификация коррозионных поражений. Пассивация металлов. Методы борьбы с коррозией металлов.

ПРИМЕРНЫЙ ТЕМАТИЧЕСКИЙ ПЛАН

№ п/п	Раздел, тема	Всего	В том числе аудиторных			Само-стоят. работа
			всего	лекция	Лаб. работа	
М. 1	Основы химической термодинамики	56	34	16	18	22
1.	Введение	4	4	2	2	-
2.	Кинетическая теория газов. Газовые законы	16	10	6	4	6
3.	Первое начало термодинамики. Закон Гесса. Закон Кирхгофа	18	10	4	6	8
4.	Второе начало термодинамики. Энтропия. Третье начало термодинамики	18	10	4	6	8
М. 2	Химическая кинетика	42	20	12	8	22
1.	Описание химического процесса с точек зрения химической термодинамики и кинетики	16	8	4	4	8
2.	Особенности каталитических процессов	14	6	4	2	8
3.	Адсорбция	12	6	4	2	6
М. 3	Растворы	40	20	10	10	20
1.	Растворы неэлектролитов	18	8	4	4	10
2.	Растворы электролитов	22	12	6	6	10
М. 4	Основы электрохимии	42	22	10	12	20
1.	Равновесные электродные процессы	20	10	4	6	10
2.	Неравновесные электродные процессы	22	12	6	6	10

Итого	180	96	48	48	84
-------	-----	----	----	----	----

ЛАБОРАТОРНЫЕ ЗАНЯТИЯ

Модуль 1

Основы химической термодинамики

1. Введение. Техника безопасности. Газообразное состояние веществ. Законы идеальных газов. Кинетическая теория газов. Реальные газы

План:

1. Повторение правил техники безопасности при работе в химических лабораториях.
2. Особенности выполнения лабораторных работ по физической химии. Оборудование и приборы.
3. Оформление лабораторных работ. Математическая обработка результатов. Графическое отражение экспериментальных данных.
4. Теоретические вопросы:
 - характеристика газообразного состояния. Его отличие от других агрегатных состояний;
 - модель состояния идеального газа;
 - законы Бойля—Мариотта, Шарля и Гей-Люссака, их математическое и графическое отражение;
 - уравнение состояния идеального газа;
 - универсальная газовая постоянная и ее физический смысл;
 - парциальное давление газа. Закон Дальтона;
 - кинетическая теория газов. Основное уравнение кинетической теории газов;
 - кинетическая интерпретация температуры. Энергия молекулы и моль идеального газа;
 - средняя скорость движения молекул. Средняя квадратичная скорость;
 - распределение молекул по скоростям и энергиям;
 - реальные газы. Уравнение Ван-дер-Ваальса;
 - конденсация газов. Критическое состояние.
5. Решение задач (№ 4, 8, 11, 14, 21, 24, 26)¹.
6. Самостоятельно изучить тему «Конденсация газов. Критическое состояние».

Список рекомендуемой литературы

Основная

1. Базезин, С.А. Основы физической и коллоидной химии [Текст] / С.А. Базезин. — М. : Просвещение, 1975. — С. 11—35.

¹ Решение задач на лабораторных занятиях по данной дисциплине проводится по «Сборнику вопросов и задач по физической и коллоидной химии» И.И. Климова и А.И. Филько (М. : Просвещение, 1983). Номера заданий в изданиях 1975 г. и 1983 г. совпадают.

2. Климов, И.И. Сборник вопросов и задач по физической и коллоидной химии [Текст] / И.И. Климов, А.И. Филько. — М. : Просвещение, 1975. — С. 14—27.
3. Физическая химия. Теоретическое и практическое руководство [Текст] : учеб. пособие для вузов / под ред. Б.П. Никольского. — Л. : Химия, 1987. — С. 3—15.
4. Хмельницкий, Р.А. Физическая и коллоидная химия [Текст] / Р.А. Хмельницкий. — М. : Высшая школа, 1988. — С. 3—48.

Дополнительная

1. Бронов, Ю.Т. Физическая химия [Текст] / Ю.Т. Бронов, В.В. Белик. — М. : Химия, 1993.
2. Даниэльс, Ф. Физическая химия [Текст] / Ф. Даниэльс, Р. Ольберти. — М. : Мир, 1978.
3. Физическая химия в вопросах и ответах [Текст] / под ред. К.В. Топчиевой, Н.В. Федорович. — М. : МГУ, 1981.

2. Химическая термодинамика. Первое начало термодинамики. Применение Первого начала термодинамики к термохимии

План:

1. Теоретические вопросы:
 - основные понятия химической термодинамики: система (открытая, закрытая, изолированная, гомогенная, гетерогенная), фаза, параметры состояния (интенсивные, экстенсивные), функции состояния, термодинамический процесс (обратимый, необратимый, изобарный, изотермический, изохорный, адиабатный);
 - внутренняя энергия. Обмен энергией. Форма обмена энергией. Теплота и работа. Обмен энергией в форме работы. Обмен энергией в форме теплоты;
 - формулировки и математическое выражение Первого начала термодинамики;
 - работа при изохорном, изобарном, изотермическом и адиабатном процессах;
 - энтальпия как функция состояния;
 - теплоемкость (средняя, истинная, удельная, мольная, атомная). Изохорная и изобарная теплоемкость идеального газа с точки зрения кинетической теории газов;
 - тепловой эффект химической реакции при изохорных и изобарных условиях. Закон Гесса, следствия из закона Гесса;
 - зависимость теплового эффекта химической реакции от температуры. Закон Кирхгофа.
2. Решение задач (№ 2, 7, 23, 29, 34, 39, 45).
3. Выполнение лабораторных работ № 1—4 по группам.
4. Отчет по лабораторной работе.
5. Самостоятельно изучить тему: «Энергия кристаллической решетки. Энтальпийные диаграммы и циклы. Цикл Борна—Габера».

Список рекомендуемой литературы

Основная

1. Балезин, С.А. Основы физической и коллоидной химии [Текст] / С.А. Балезин. — М. : Просвещение, 1975. — С. 41—56.
2. Голиков, Т.А. Руководство по физической химии [Текст] / Т.А. Голиков. — М. : Высшая школа, 1988. — С. 55—73.
3. Добычин, Д.П. Физическая и коллоидная химия [Текст] / Д.П. Добычин [и др.]. — М. : Просвещение, 1986. — С. 6—24.
4. Климов, И.И. Сборник вопросов и задач по физической и коллоидной химии [Текст] / И.И. Климов, А.И. Филько. — М. : Просвещение, 1975. — С. 14—27.

Дополнительная

1. Бажин, Н.М. Термодинамика для химиков [Текст] : учеб. для вузов / Н.М. Бажин, В.А. Иванченко, В.Н. Пармон. — М. : Химия, 2001.
2. Балезин, С.А. Практикум по физической и коллоидной химии [Текст] / С.А. Балезин. — М. : Просвещение, 1980.
3. Бронов, Ю.Т. Физическая химия [Текст] / Ю.Т. Бронов, В.В. Белик. — М. : Химия, 1993.
4. Полторацкая, О.М. Термодинамика в физической химии [Текст] / О.М. Полторацкая. — М. : Высшая школа, 1991.

3. Второе начало термодинамики. Энтропия. Термодинамические потенциалы. Химическое равновесие

План:

1. Теоретические вопросы:
 - самопроизвольные процессы в рамках Первого начала термодинамики;
 - формулировки Второго начала термодинамики;
 - энтропия как функция состояния. Критерий самопроизвольного протекания процесса в изолированной системе. Изменение энтропии при фазовых переходах;
 - энергия Гиббса. Энергия Гельмгольца. Уравнение Гиббса—Гельмгольца;
 - абсолютная энтропия. Третье начало термодинамики;
 - химическое равновесие. Константа химического равновесия. Закон действующих масс;
 - принцип Ле Шателье;
 - фазовые равновесия. Фаза, независимый компонент, число степеней свободы. Правило фаз Гиббса;
 - уравнение Клайперона—Клаузиуса и его анализ;
 - диаграмма состояния чистого вещества.
2. Решение задач (№ 2, 7, 9, 12, 50, 53, 56).
3. Выполнение лабораторных работ № 1—4 по группам.
4. Отчет по лабораторной работе.
5. Самостоятельно изучить тему: «Цикл Карно. Коэффициент полезного действия тепловой машины».

Список рекомендуемой литературы

Основная

1. Голиков, Т.А. Руководство по физической химии [Текст] / Т.А. Голиков. — М. : Высшая школа, 1988. — С. 78—99.
2. Добычин, Д.П. Физическая и коллоидная химия [Текст] / Д.П. Добычин [и др.]. — М. : Просвещение, 1986. — С. 37—68.
3. Климов, И.И. Сборник вопросов и задач по физической и коллоидной химии [Текст] / И.И. Климов, А.И. Филько. — М. : Просвещение, 1975. — С. 27—40.

Дополнительная

1. Полторак, О.М. Лекции по химической термодинамике [Текст] / О.М. Полторак. — М. : Высшая школа, 1971.
2. Полторак, О.М. Термодинамика в физической химии [Текст] / О.М. Полторак. — М. : Высшая школа, 1991.
3. Фен, Д. Машины, энергия, энтропия [Текст] / Д. Фен. — М. : Мир, 1986.
4. Эткинс, П. Порядок и беспорядок в природе [Текст] / П. Эткинс. — М. : Мир, 1987.

4. Контрольная работа по теме «Химическая термодинамика»

План:

1. Контрольная работа.
2. Выполнение лабораторных работ № 1—4 по группам.
3. Отчет по лабораторной работе.

Список рекомендуемой литературы

Основная

1. Балезин, С.А. Практикум по физической и коллоидной химии [Текст] / С.А. Балезин. — М. : Просвещение, 1980. — С. 7—39.
2. Чанг, Р. Физическая химия с приложениями к биологическим системам [Текст] / Р. Чанг. — М. : Мир, 1980. — С. 57—68.

Дополнительная

1. Гольфман, М.И. Практикум по физической химии [Текст] / М.И. Гольфман. — СПб. ; М. ; Краснодар : Лань, 2004.
2. Киселева, Е.В. Сборник примеров и задач по физической химии [Текст] / Е.В. Киселева, Г.С. Каретников, И.В. Кудряшов. — М. : Высшая школа, 1983.

Модуль 2

Химическая кинетика

5. Химическая кинетика

План:

1. Теоретические вопросы:

- описание химического процесса с точек зрения химической термодинамики и кинетики;
 - скорость реакции, измерение скорости, единицы измерения;
 - основной постулат химической кинетики, константа скорости, ее физический смысл;
 - реакции простые и сложные, молекулярность реакции, порядок реакции. Кинетические уравнения реакций 0, 1, 2, 3 порядков;
 - особенности кинетики параллельных, двусторонних, последовательных реакций;
 - зависимость скорости реакции от температуры, правило Вант Гоффа;
 - энергия активации, экспериментальное определение энергии активации, анализ уравнения Аррениуса.
2. Решение задач (№ 2, 5, 9, 14).
 3. Выполнение лабораторных работ № 1—4 по группам.
 4. Отчет по лабораторной работе.
 5. Самостоятельно изучить темы: «Радикалы», «Фотохимические процессы», «Цепные реакции».

Список рекомендуемой литературы

Основная

1. Голиков, Т.А. Руководство по физической химии [Текст] / Т.А. Голиков. — М. : Высшая школа, 1988. — С. 253—318.
2. Добычин, Д.П. Физическая и коллоидная химия [Текст] / Д.П. Добычин [и др.]. — М. : Просвещение, 1986. — С. 237—279.
3. Ипполитов, Е.Г. Физическая химия [Текст] / Е.Г. Ипполитов, А.В. Артемьев, В.В. Батраков. — М. : Academia, 2005. — С. 56—77.
4. Климов, И.И. Сборник вопросов и задач по физической и коллоидной химии [Текст] / И.И. Климов, А.И. Филько. — М. : Просвещение, 1975. — С. 152—162.
5. Хмельницкий, Р.А. Физическая и коллоидная химия [Текст] / Р.А. Хмельницкий. — М. : Высшая школа, 1988. — С. 111—139.

Дополнительная

1. Кнорре, Д.Г. Физическая химия [Текст] / Д.Г. Кнорре, Л.Ф. Крылова, В.С. Музыкантов. — М. : Высшая школа, 1990.
2. Михайлов, В.А. Химические равновесия [Текст] / В.А. Михайлов [и др.]. — М. : Бинوم, 2008.
3. Эмануэль, Н.М. Курс химической кинетики [Текст] / Н.М. Эмануэль, Г.Д. Кнорре. — М. : Высшая школа, 1984.

6. Особенности каталитических процессов

План:

1. Теоретические вопросы:

- теория активных соударений. Физический смысл констант уравнения Аррениуса с точки зрения теории;
 - теория переходного состояния (активного комплекса);
 - катализ, виды каталитических процессов, свойства катализаторов, особенности каталитических процессов;
 - теория активных центров, мультиплетная теория, теория активных соударений;
 - микрогетерогенные процессы, ферментативный катализ и его особенности.
2. Выполнение лабораторных работ № 5—8 по группам.
 3. Отчет по лабораторной работе.
 4. Самостоятельно изучить темы: «Сопоставление теории активных соударений и теории переходного состояния».

Список рекомендуемой литературы

Основная

1. Балезин, С.А. Основы физической и коллоидной химии [Текст] / С.А. Балезин. — М. : Просвещение, 1975. — С. 252—286.
2. Добычин, Д.П. Физическая и коллоидная химия [Текст] / Д.П. Добычин [и др.]. — М. : Просвещение, 1986. — С. 233—279.
3. Хмельницкий, Р.А. Физическая и коллоидная химия [Текст] / Р.А. Хмельницкий. — М. : Высшая школа, 1988. — С. 139—160.

Дополнительная

1. Сокольский, Д.В. Введение в теорию гетерогенного катализа [Текст] / Д.В. Сокольский, В.А. Друзь. — М. : Высшая школа, 1981.
2. Физическая химия в вопросах и ответах [Текст] / под ред. К.В. Топчиевой, Н.В. Федорович. — М. : МГУ, 1981.
3. Эмануэль, Н.М., Курс химической кинетики [Текст] / Н.М. Эмануэль, Г.Д. Кнорре. — М. : Высшая школа, 1984.

7. Поверхностные явления и адсорбция

План:

1. Теоретические вопросы:
 - характеристика состояния молекул на границе раздела фаз;
 - явления, связанные с изменением формы поверхности раздела фаз;
 - поверхностное натяжение и методы его изучения;
 - поверхностная активность. Растворы поверхностно активных (ПАВ) и поверхностно инактивных (ПИАВ) веществ;
 - капиллярное давление;
 - условия смачивания и растекания. Формула Юнга;
 - природа адсорбционного взаимодействия. Физическая адсорбция и хемосорбция;
 - уравнение адсорбции Гиббса и его анализ;

- адсорбция на границе раздела раствор — газ, поверхностные пленки;
 - теория мономолекулярной адсорбции Ленгмюра, анализ изотермы Ленгмюра.
2. Решение задач (№ 4, 10, 12) (№ 12 только в задачнике 1983 г.).
 3. Выполнение лабораторных работ № 5—8 по группам.
 4. Отчет по лабораторной работе.
 5. Самостоятельно изучить темы: «Полимолекулярная адсорбция», «Капиллярная конденсация», «Хроматография».

Список рекомендуемой литературы

Основная

1. Балезин, С.А. Основы физической и коллоидной химии [Текст] / С.А. Балезин. — М. : Просвещение, 1975. — С. 231—250.
2. Добычин, Д.П. Физическая и коллоидная химия [Текст] / Д.П. Добычин [и др.]. — М. : Просвещение, 1986. — С. 187—232.
3. Климов, И.И. Сборник вопросов и задач по физической и коллоидной химии [Текст] / И.И. Климов, А.И. Филько. — М. : Просвещение, 1975. — С. 162—170.
4. Хмельницкий, Р.А. Физическая и коллоидная химия [Текст] / Р.А. Хмельницкий. — М. : Высшая школа, 1988. — С. 267—288.

Дополнительная

1. Кнорре, Д.Г. Физическая химия [Текст] / Д.Г. Кнорре, Л.Ф. Крылова, В.С. Музыкантов. — М. : Высшая школа, 1990.
2. Физическая химия в вопросах и ответах [Текст] / под ред. К.В. Топчиевой, Н.В. Федорович. — М. : МГУ, 1981.
3. Эткинс, П. Физическая химия [Текст] / П. Эткинс. — М. : Мир, 1980. — Т. 1.

Модуль 3 Растворы

8. Растворы неэлектролитов

План:

1. Теоретические вопросы:
 - определение растворов, виды растворов;
 - термодинамическая устойчивость растворов;
 - разбавленные и идеальные растворы;
 - давление насыщенного пара летучих компонентов. Закон Рауля, отклонения от закона Рауля;
 - температура кипения и замерзания растворов, криоскопическая и эбулиоскопическая константы и их физический смысл. Уравнение Клайперона—Клаузиуса;
 - осмос, закон Вант Гоффа;
 - диаграммы давления пара — состав раствора и температура кипения — состав раствора;

— законы Коновалова. Разделение растворов. Прямая перегонка. Ректификация. Азеотропные смеси.

2. Решение задач (№ 1, 4, 5, 10, 21, 31, 34, 43, 50, 56, 66, 69).
3. Выполнение лабораторных работ № 5—8 по группам.
4. Отчет по лабораторной работе.
5. Самостоятельно изучить темы: «Ограниченно растворимые жидкости», «Экстракция», «Растворы газов в жидкостях. Закон Генри».

Список рекомендуемой литературы

Основная

1. Базезин, С.А. Основы физической и коллоидной химии [Текст] / С.А. Базезин. — М. : Просвещение, 1975. — С. 98—126.
2. Голиков, Т.А. Руководство по физической химии [Текст] / Т.А. Голиков. — М. : Высшая школа, 1988. — С. 178—199.
3. Горшков, В.И. Основы физической химии [Текст] / В.И. Горшков, И.А. Кузнецов. — М. : Бином, 2006. — С. 134—157.
4. Добычин, Д.П. Физическая и коллоидная химия [Текст] / Д.П. Добычин [и др.]. — М. : Просвещение, 1986. — С. 125—156.
5. Климов, И.И. Сборник вопросов и задач по физической и коллоидной химии [Текст] / И.И. Климов, А.И. Филько. — М. : Просвещение, 1975. — С. 56—95.

Дополнительная

1. Броннов, Ю.Т. Физическая химия [Текст] / Ю.Т. Броннов, В.В. Белик. — М. : Химия, 1993.
2. Кнорре, Д.Г. Физическая химия [Текст] / Д.Г. Кнорре, Л.Ф. Крылова, В.С. Музыкантов. — М. : Высшая школа, 1990.
3. Физическая химия в вопросах и ответах [Текст] / под ред. К.В. Топчиевой, Н.В. Федорович. — М. : МГУ, 1981.

9. Растворы электролитов

План:

1. Теоретические вопросы:
 - анализ основных положений теории электролитической диссоциации С. Аррениуса. Достоинства и недостатки теории С. Аррениуса;
 - степень и константа диссоциации. Закон Оствальда;
 - изотонический коэффициент. Коллигативные свойства растворов электролитов;
 - ион-дипольное взаимодействие. Сольватация (гидратация) ионов;
 - ион-ионное взаимодействие. Активность и коэффициент активности, их физический смысл;
 - основные положения теории сильных электролитов. Первое приближение теории сильных электролитов. Закон Гюккеля и Дебайя;

— электропроводность растворов, удельная и эквивалентная электропроводность. Закон Кольрауша.

2. Решение задач (№ 3, 5, 12, 16, 19, 26, 29, 30, 40, 46, 52, 56).

3. Выполнение лабораторных работ № 9—12 по группам.

4. Отчет по лабораторной работе.

5. Самостоятельно изучить темы: «Развитие теории сильных электролитов. Второе приближение теории», «Кондуктометрия», «Теории электропроводности».

Список рекомендуемой литературы

Основная

1. Балезин, С.А. Основы физической и коллоидной химии [Текст] / С.А. Балезин. — М. : Просвещение, 1975. — С. 129—156.

2. Голиков, Т.А. Руководство по физической химии [Текст] / Т.А. Голиков. — М. : Высшая школа, 1988. — С. 201—225.

3. Добычин, Д.П. Физическая и коллоидная химия [Текст] / Д.П. Добычин [и др.]. — М. : Просвещение, 1986. — С. 157—184.

4. Климов, И.И. Сборник вопросов и задач по физической и коллоидной химии [Текст] / И.И. Климов, А.И. Филько. — М. : Просвещение, 1975. — С. 100—114.

Дополнительная

1. Бронов, Ю.Т. Физическая химия [Текст] / Ю.Т. Бронов, В.В. Белик. — М. : Химия, 1993.

2. Кнорре, Д.Г. Физическая химия [Текст] / Д.Г. Кнорре, Л.Ф. Крылова, В.С. Музыкантов. — М. : Высшая школа, 1990.

3. Физическая химия в вопросах и ответах [Текст] / под ред. К.В. Топчиевой, Н.В. Федорович. — М. : МГУ, 1981.

10. Контрольная работа по теме «Растворы»

План:

1. Контрольная работа.

2. Выполнение лабораторных работ № 9—12 по группам.

3. Отчет по лабораторной работе.

Список рекомендуемой литературы

Основная

1. Балезин, С.А. Практикум по физической и коллоидной химии [Текст] / С.А. Балезин. — М. : Просвещение, 1980. — С. 7—39.

2. Чанг, Р. Физическая химия с приложениями к биологическим системам [Текст] / Р. Чанг. — М. : Мир, 1980. — С. 57—68.

Дополнительная

1. Гольфман, М.И. Практикум по физической химии [Текст] / М.И. Гольфман. — СПб. ; М. ; Краснодар : Лань, 2004.

2. Киселева, Е.В. Сборник примеров и задач по физической химии [Текст] / Е.В. Киселева, Г.С. Каретников, И.В. Кудряшов. — М. : Высшая школа, 1983.

Модуль 4 Основы электрохимии

11. Равновесные электродные процессы

План:

1. Теоретические вопросы:
 - скачки потенциалов на границе раздела фаз. Электродный потенциал;
 - гальванический элемент, его работа. Электродвижущая сила гальванического элемента (ЭДС);
 - термодинамика гальванического элемента. Уравнение Нернста;
 - электроды I и II рода, их особенности;
 - окислительно-восстановительные электроды, ионоселективные электроды, стандартный водородный электрод, газовые электроды;
 - ряд электродных потенциалов и его анализ;
 - простые и сложные химические цепи, концентрационные цепи.
2. Решение задач (№ 7, 12, 28, 32, 36, 44, 48).
3. Выполнение лабораторных работ № 9—12 по группам.
4. Отчет по лабораторной работе.
5. Самостоятельно изучить темы: «Определение ЭДС электрохимических цепей», «Ионометрия. Потенциометрическое титрование».

Список рекомендуемой литературы

Основная

1. Антропов, Л.И. Теоретическая электрохимия [Текст] / Л.И. Антропов. — М. : Высшая школа, 1984. — С. 245—365.
2. Голиков, Т.А. Руководство по физической химии [Текст] / Т.А. Голиков. — М. : Высшая школа, 1988. — С. 227—237.
3. Добычин, Д.П. Физическая и коллоидная химия [Текст] / Д.П. Добычин [и др.]. — М. : Просвещение, 1986. — С. 312—357.
4. Климов, И.И. Сборник вопросов и задач по физической и коллоидной химии [Текст] / И.И. Климов, А.И. Филько. — М. : Просвещение, 1975. — С. 121—147.

Дополнительная

1. Дамаскин, Б.Б. Введение в электрохимическую кинетику [Текст] / Б.Б. Дамаскин, О.А. Петрий. — М. : Высшая школа, 1983.
2. Дамаскин, Б.Б. Основы теоретической электрохимии [Текст] / Б.Б. Дамаскин, О.А. Петрий. — М. : Высшая школа, 1978.
3. Даниэльс, Ф. Физическая химия [Текст] / Ф. Даниэльс, Р. Ольберти. — М. : Мир, 1978.
4. Эткинс, П. Физическая химия [Текст] / П. Эткинс. — М. : Мир, 1980. — Т. 2.

12. Неравновесные электродные процессы

План:

1. Теоретические вопросы:
 - процессы, происходящие на электродах при прохождении электрического тока;
 - электролиз расплавов и растворов электролитов;
 - поляризация электродов и ее виды;
 - перенапряжение перехода. Вывод и анализ уравнения Тафеля. Перенапряжение диффузии;
 - ртутный капаящий электрод. Полярография;
 - коррозия металлов, классификация и характеристика коррозионных поражений;
 - термодинамика коррозионных процессов;
 - теория микрогальванических элементов. Кинетическая теория коррозии;
 - методы борьбы с коррозией.
2. Решение задач (№ 53, 57, 62, 63).
3. Контрольная работа по теме «Основы электрохимии».
4. Самостоятельно изучить темы: «Законы электролиза», «Гальванопластика, гальваностегия, электрорафинирование», «Получение алюминия и щелочных металлов электролитическим методом».

Список рекомендуемой литературы

Основная

1. Антропов, Л.И. Теоретическая электрохимия [Текст] / Л.И. Антропов. — М. : Высшая школа, 1984. — С. 245—365.
2. Голиков, Т.А. Руководство по физической химии [Текст] / Т.А. Голиков. — М. : Высшая школа, 1988. — С. 241—248.
3. Добычин, Д.П. Физическая и коллоидная химия [Текст] / Д.П. Добычин [и др.]. — М. : Просвещение, 1986. — С. 358—377.
4. Климов, И.И. Сборник вопросов и задач по физической и коллоидной химии [Текст] / И.И. Климов, А.И. Филько. — М. : Просвещение, 1975. — С. 147—152.

Дополнительная

1. Дамаскин, Б.Б. Введение в электрохимическую кинетику [Текст] / Б.Б. Дамаскин, О.А. Петрий. — М. : Высшая школа, 1983.
2. Дамаскин, Б.Б. Основы теоретической электрохимии [Текст] / Б.Б. Дамаскин, О.А. Петрий. — М. : Высшая школа, 1978.
3. Даниэльс, Ф. Физическая химия [Текст] / Ф. Даниэльс, Р. Ольберти. — М. : Мир, 1978.
4. Эткинс, П. Физическая химия [Текст] / П. Эткинс. — М. : Мир, 1980.

ЛАБОРАТОРНЫЕ РАБОТЫ

1. Определение pH растворов

Цель: определить pH растворов с помощью хингидронного и стеклянного электродов.

Оборудование: pH-метр, электрод сравнения, стеклянный электрод, платиновый электрод, хингидрон, набор растворов, pH которых требуется определить (1М HCl, 0,1М HCl, 0,1н. CH₃COOH, смесь CH₃COOH и CH₃COONa), стандартный буферный раствор (3,56), термометр, 3 стаканчика на 100 мл, U—образная.

Ход работы

Для определения pH с помощью pH-метра необходимы стеклянный электрод и электрод сравнения (хлорсеребряный). Стеклянный электрод имеет тонкую мембрану из специального стекла и требует очень осторожного обращения. Стеклянный и хлорсеребряный электроды закрепляют в штативе и присоединяют к собственным гнездам задней панели pH-метра.

Перед использованием электроды промывают дистиллированной водой не менее 3-х раз и аккуратно сушат фильтровальной бумагой. Оба электрода помещают в раствор, налитый в стакан (следить, чтобы выпуклая часть стеклянного электрода и тонкий кончик электрода сравнения находились в растворе).

Нажатием кнопки «pH» и соответствующего диапазона измерения переводят прибор в рабочее состояние. Замену раствора проводят при нажатии кнопок «0,t» и «—1—14». Измеряют pH всех растворов. Необходимо обращать внимание на хорошее промывание электродов при замене растворов.

Определение [H⁺] с помощью хингидронного электрода

Потенциал хингидронного электрода является функцией pH, поэтому он применяется для измерения [H⁺]. Для этого необходимо измерить потенциал платинового электрода, опущенного в исследуемый раствор, насыщенный эквивалентной смесью хинона — хингидрона.

Вычисление проводят по формуле:

$$pH = E_{Хг} - E_{Ag AgCl|Cl} = 0,699 - 0,2 = 0,499 \text{ В.}$$

Все данные заносят в таблицу:

Раствор	Стеклянный электрод	Хингидронный электрод	
		E _{Хг}	pH
0,1н. HCl			
1н. HCl			
1н. CH ₃ COOH			
0,1н. CH ₃ COOH			
Буферный раствор			

Построить график зависимости E_{Хг} от pH.

Если температура отличается от 25 градусов значительно, на потенциал хингидронного электрода должна быть введена температурная поправка:

$$E_{Хг} = 0,699 - 7,4 \cdot 10^{-4} (t - 25^{\circ}\text{C}).$$

Определение pH с помощью стеклянного электрода

pH-метр должен прогреться не менее 30 минут.

Стеклянный электрод, хлорсеребряный электрод (электрод сравнения или вспомогательный электрод «ВСП») и термокомпенсатор опущены в раствор с дистиллированной водой. Стеклянный электрод присоединен к гнезду «изм—1» на задней панели прибора, а на передней отжата кнопка «изм 1—изм 2», хлорсеребряный электрод подключен к гнезду «ВСП» и термокомпенсатор к соответствующему гнезду. На передней панели нажата кнопка «0,t» и «1—14». В данном состоянии прибор показывает t (см. верхнюю шкалу). Перед измерением рН электроды сушат, очень аккуратно прикасаясь к ним (особенно стеклянному) фильтровальной бумагой. Затем стакан с раствором, в котором нужно измерить рН, ставят на штатив, где закреплены все электроды. На передней панели нажимается кнопка «рН». Стрелка показывает рН по шкале 1—14. Далее переводят показания на более точную шкалу нажатием соответствующей кнопки. Перед каждым измерением электроды промывают не менее 3-х раз.

При работе с хингидронным электродом в гнездо «изм—1» вставляют штекер платинового электрода. Хлорсеребряный электрод вынимают из штатива. Стеклянный электрод из штатива не вынимают. Собирают цепь, которая показана на рисунке, и измеряют значение потенциала платинового электрода (в вольтах), которое затем используется при расчете рН по формуле.

Нажимают кнопку «+mv». Аналогично пользуются кнопками переключения диапазонов измерения. Но полученные данные надо умножить на 0,1, чтобы получить значение в вольтах. Платиновый электрод и трубку также промывают дистиллированной водой. После работы электроды помещают в дистиллированную воду. Сравнивают значения рН растворов, измеренных стеклянным и хингидронным электродами.

2. Определение константы скорости реакции окисления йодистоводородной кислоты перекисью водорода

Цель: определить константу скорости реакции окисления йодистоводородной кислоты перекисью водорода.

Оборудование: мерный цилиндр, плоскодонные колбы на 100 мл, бюретка, 0,4 % КJ, 2н. H_2SO_4 ; р-р тиосульфата натрия; 0,05н. пероксид водорода, крахмал, молибденовокислый аммоний.

Ход работы

Мерным цилиндром отмеряют в плоскодонную колбу 100 мл 0,4 % КJ, добавляют 5—6 мл 2н. серной кислоты (для кислой среды) и несколько капель индикатора (крахмал). Из бюретки вводят 1 мл $Na_2S_2O_3$.

В последнюю очередь добавляют 10 мл 0,05н. H_2O_2 и засекают время. После появления синего окрашивания и записи времени вводят еще 1 мл тиосульфата натрия и снова засекают время. Сделать 6—7 раз.

Затем в колбу прибавляют несколько капель 1н. раствора молибденовокислого аммония (катализатор) и выделившийся йод титруют 0,05н. раствора

тиосульфата натрия.

Промежутки времени t_1 и t_2 (и т.д.) отсчитывают от момента первого появления окрашивания t_0 , принимаемого за начало опыта.

Таким образом, в начальный момент опыта t_0 содержится $A - 1$ мл 0,05н. раствора перекиси водорода и, следовательно: $a = A - 1$.

К моменту второго появления окрашивания прореагирует еще 1 мл 0,05н. раствора перекиси водорода и, следовательно, $x = 1$. К моменту третьего появления окрашивания $x = 2$ и т.д.

Для вычисления константы скорости реакции уравнение удобно представить в следующем виде:

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

Подставив в это уравнение значение A и x в мл 0,05н. раствора тиосульфата натрия, а t в минутах, вычисляют константу скорости K отдельно для каждого промежутка времени с точностью до четвертого десятичного знака.

При тщательной работе разница в найденных для каждого промежутка времени значениях константы не должна превышать нескольких десятичных, это указывает на то, что *константа скорости не зависит от концентрации перекиси водорода*. Берут среднее арифметическое значение константы скорости, указав температуру, при которой проводился опыт. Результаты работы записывают в таблицу, учитывая, что 10 мл 0,05н. раствора тиосульфата натрия эквивалентны 10 мл 0,05н. раствора перекиси водорода ($A = 10$).

Время (примерное)	Время начала опыта				$A-1-x$	$\lg (A-1-x)$	$\lg (A-1) - \lg (A-1-x)$	Kt_0
	мин.	сек.	в мин.	$2,303/t$				
---	---	---	---	---	9			
3	07	3,12	0,737	8				
6	38	6,63	0,347	7				
10	35	10,58	0,217	6				

3. Построение диаграммы состояния бинарной системы фенол—нафталин

Цель: методом термического анализа построить диаграмму плавкости системы фенол—нафталин.

Задачи работы:

— построить кривые охлаждения смесей фенола и нафталина различных составов;

— провести анализ кривых охлаждения и определить температуры фазовых переходов для различных смесей;

— по полученным данным построить фазовую диаграмму системы фенол—нафталин;

— провести полный анализ диаграммы: определить смысл всех полей, линий и точек на диаграмме, определить тип равновесия между тремя фазами (инвариантное состояние).

Приборы и реактивы

Учебно-лабораторный комплекс «Химия» в следующей комплектации:

- центральный контроллер;
- модуль «Термический анализ» в комплекте с одиннадцатью ампулами, содержащими смеси фенола и нафталина различных составов (от 10 до 90 %), и ампулы с чистым фенолом и нафталином.

Порядок подготовки установки к выполнению работы по фазовому анализу

Модуль «Термический анализ» имеет три группы гнезд для размещения ампул. Первая группа, предназначенная для нагревания ампул, имеет четыре гнезда и снабжена нагревательным элементом. Вторая группа (расположенная по середине) имеет шесть гнезд и предназначена для хранения ампул, не задействованных в текущем опыте. Третья группа — измерительный блок — имеет четыре гнезда, предназначенных для охлаждения предварительно нагретых ампул с фиксированием температуры в каждой ампуле в ходе охлаждения. Блок снабжен вентилятором для обдува ампул воздухом. Центральный контроллер позволяет управлять включением и выключением нагревательного элемента и вентилятора модуля.

Для подготовки модуля к работе необходимо при выключенном контроллере подключить шнур модуля к разъему контроллера и подключить контроллер и модуль к электрической сети (220 В).

Каждая ампула на крышке имеет цифровую маркировку. Номер ампулы, умноженный на 10, соответствует содержанию фенола в смеси, выраженному в массовых процентах.

Использование контроллера. Назначение клавиш клавиатуры

На верхней панели контроллера расположена восьмиклавишная функциональная клавиатура.

Клавиша «ПУСК» предназначена для запуска процедуры записи результатов измерений в банк памяти контроллера. Клавиша действует только в пункте меню «Монитор текущей работы».

Клавиша «СТОП» предназначена для остановки процедуры записи результатов измерений в банк памяти контроллера. Клавиша действует только в пункте меню «Монитор текущей работы».

Клавиша «М» предназначена для возврата в основное меню.

Клавиши «◀» («влево»), «▶» («вправо») предназначены для перемещения курсора (_) влево или вправо, соответственно, между редактируемыми численными полями и их позициями и символьными переключателями.

Клавиша «▲» («больше») позволяет:

- увеличить значение редактируемого числа в соответствии с позицией, на которой установлен курсор;
- изменить знак числа, если курсор установлен на позиции перед числом;
- перевести символьный переключатель из состояния «выключено» («выкл») в состояние «включено» («вкл»), из состояния «автоматический» («авто») в состояние «ручной»;

— перейти к следующему (по возрастанию номера) пункту меню.

Клавиша «▼» («меньше») позволяет:

— уменьшить значение редактируемого числа в соответствии с позицией, на которой установлен курсор;

— изменить знак числа, если курсор установлен на позиции перед числом;

— перевести символьный переключатель из состояния «включено» («вкл») в состояние «выключено» («выкл»), из состояния «ручной» в состояние «автоматический» («авто»);

— перейти к предыдущему (по убыванию номера) пункту меню.

Клавиша «⌘» («вход») позволяет переходить в подпункты, предусмотренные в данном меню, и/или подтвердить действие данного меню.

Работа с контроллером

1. Производят включение нагревательного элемента и вентилятора модуля. Для этого в пункте главного меню «2. Исполнительные устройства» клавишами «←» и «→» выбирают пункт «5. Вентилятор» и включают его, перемещая курсор с помощью клавиши «↑» или «↓» на переключатель «Выкл»/«Вкл» (для включения необходимо нажать «↑», для выключения — «↓»). Далее переходят к пункту «6. Нагреватель» и производят включение нагревателя (аналогично вентилятору) и установку температуры, перемещая курсор на поле установки температуры и редактируя значение температуры клавишами «↑» и «↓».

2. Переходят в пункт главного меню «4. Мониторинг текущей работы». Ампулы, выбранные для текущего эксперимента, размещают в нагревательном блоке и после их достаточного нагрева перемещают в измерительный блок для проведения охлаждения. Контролировать температуру в ампулах во время нагрева можно, следя за показаниями термодатчиков на 5 и 6 измерительных каналах. Ампулы: 0, 1 и 2 требуют нагрева до 80 °С; 3, 4, 5 — до 65—70 °С; остальные ампулы — до 50—60 °С.

Примечание: ампулы с большим содержанием нафталина требуют большего времени нагрева (ампулы 0 и 1 следует установить в ячейки нагревателя, имеющие термодатчики).

3. Когда температура в ампулах приблизится к требуемой, начинают измерения. Нагретые ампулы переставляют в измерительный блок и производят запуск измерений. Запуск измерений осуществляют клавишей «ПУСК». (Прим/, кнопки «Пуск» и «Стоп» работают только в пункте главного меню «4. Мониторинг текущей работы».)

4. Просмотр текущих экспериментальных данных осуществляют на соответствующем экране после двухкратного нажатия клавиши «⌘». При этом температуры ампул в блоке охлаждения будут отображаться на индикаторе одновременно. Значения величин измеряемых температур отображаются в первой колонке экрана (сверху вниз с первого по четвертый канал) на номер ячейки, в которую будет производиться очередная запись, и время, оставшееся до измерения, — в правой нижней части экрана.

5. Измерения проводят до температуры 25—26 °С. Остановку цикла измерений осуществляют нажатием клавиши «СТОП».

Примечание: после окончания измерений номер банка автоматически увеличивается на единицу.

6. По окончании опытов смотрят экспериментальные данные, войдя в пункт главного меню «5. Просмотр данных», а используя клавиши «←», «→» и «↑», «↓», редактируя номер банка и ячейки, смотрят значения температуры, записанные в любом банке данных в любой ячейке, то есть температуры в ампулах от начального момента до конечного через заданный интервал времени.

Примечания:

— результаты измерений хранятся в энергонезависимой памяти контроллера УЛК и доступны в любое время, вплоть до «сброса» памяти контроллера или перезаписи данного банка памяти в ходе нового эксперимента;

— просмотр результатов можно проводить, только дождавшись окончания цикла измерений.

7. После проведения первого эксперимента следует продолжить проведение работы с очередными ампулами, начиная с п. 2.

Методика выполнения работы и ее обоснование

Для выполнения 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 этого вполне достаточно использовать несколько 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 превышающую температуру полного плавления смеси, чтобы исследуемая система находилась в виде расплава. Для этого модуль «Термический анализ» имеет специальный элемент, предназначенный для одновременного нагревания нескольких ампул.

Далее необходимо провести постепенное охлаждение каждой ампулы с фиксированием значения температуры через определенные интервалы времени. Оно происходит в специальном измерительном блоке модуля. Для равномерного охлаждения ампулы обдуваются потоком воздуха. Скорость охлаждения 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.

Иногда возможно явление переохлаждения расплава. В этом случае происходит временное понижение температуры ниже температуры фазового перехода с последующим некоторым ее повышением.

Наиболее ответственным этапом выполнения работы является анализ полученных кривых охлаждения. В нашем случае они имеют довольно сложный характер. Это связано с тем, что при столь невысоких температурах трудно добиться условий равномерного охлаждения системы и по мере снижения темпе-

ратуры системы скорость охлаждения существенно снижается, так как она зависит от разности между температурами системы и охлаждающего потока воздуха. Поэтому на кривых охлаждения перегибы и температурные остановки могут иметь маловыраженный характер.

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 строят 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 необходимо 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.

Порядок выполнения работы

1. Ампулы со смесями нагревают выше температуры плавления смесей (выше 80 °С).

2. Затем начинают охлаждение ампул с фиксированием через равные промежутки времени (от 10 до 30 сек.) 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, определяя смысл всех полей, линий и точек на диаграмме, тип равновесия между тремя фазами (инвариантное состояние).

4. Поверхностное натяжение (Измерение поверхностного натяжения по методу взвешивания отрывающейся капли)

Цель:

1. Определить поверхностное натяжение водных растворов методом взвешивания отрывающейся капли.

2. Изучить зависимость поверхностного натяжения от концентрации поверхностно-активного вещества. Построение изотермы: $\delta = f(c)$.

3. Исследовать взаимосвязь поверхностного натяжения и адсорбции. Построить график: $\Gamma = \varphi(c)$.

4. Рассчитать предельную адсорбцию Γ_∞ , площадь S , приходящуюся на одну молекулу, и толщину L насыщенного поверхностного слоя.

Приближенное измерение поверхностного натяжения жидкости может быть проведено при помощи прибора, называемого сталагмометром.

Принцип этого метода заключается в том, что масса капли жидкости в момент отрыва от нижней площадки сталагмометра практически равен силе поверхностного натяжения, действующей перпендикулярно к плоскости круговой линии обрыва $2\pi r$, проходящей по шейке отрыва, и равна $2\pi r\delta$.

$$P = mg = F = 2\pi r\delta, \quad (1)$$

отсюда
$$\delta = mg/2\pi r, \quad (2)$$

где m — масса капли; g — ускорение свободного падения.

Зная объем вытекшей из сталагмометра жидкости, ее плотность ρ и количество капель, легко рассчитать массу одной капли:

$$m = V\rho/n, \quad \delta = V\rho g/2\pi n, \quad (3)$$

а для жидкости с известным значением δ , например для воды,

$$\delta_{H_2O} = V\rho g/2\pi n, \quad \text{где } \rho \text{ и } n \text{ для воды.} \quad (4)$$

При измерении жидкости поступают следующим образом. Сначала измеряют число капель воды в объеме V , а затем число капель испытуемой жидкости.

Делением уравнений (3) на (4) исключают постоянные величины.

$$\delta/\delta_{H_2O} = \rho n_{H_2O}/\rho n; \quad \delta = \delta_{ор} \rho n_{H_2O}/\rho n. \quad (5)$$

Размерность δ - Н/м в системе Си, дина/см в системе СГС.

Материалы и оборудование: сталагмометр, штатив с лапкой, 4 колбочки (100 мл), 0,5 моль/л растворы метилового (CH_3OH), этилового (C_2H_5OH), бутилового (C_4H_9OH) спирта, 0,5 моль/л раствор $NaCl$.

Описание приборов: сталагмометр состоит из трубки, имеющей расширение 1, выше и ниже которого находятся начальная и конечная метки А и Б; через капиллярное отверстие 2 в горизонтальной отшлифованной поверхности жидкость вытекает в виде капель.

Ход работы

Сталагмометр укрепляют в штативе в вертикальном положении и засасывают жидкость так, чтобы она стояла выше верхней метки (при этом в трубке не должно быть пузырька), затем дают жидкости вытекать из капилляра. Когда ее уровень точно совпадет с верхней меткой, начинают счет капель; прекращают его, когда жидкость достигнет уровня жидкой метки. Опыт повторяют

3 раза и берут среднюю величину из наблюдаемых отсчетов (расхождение между отдельными измерениями не более 1—2 капель). Непременным условием работы является тщательная отмывка сталагмометра водой после каждого измерения поверхностного натяжения раствора ПАВ.

Измеряют поверхностное натяжение перечисленных растворов спиртов в зависимости от удельной углеродной цепи и концентрации.

Результаты эксперимента записывают в таблицу:

C, моль/л	n	δ	Γ	C/ Γ
H ₂ O				
C ₂ H ₅ OH 0,5				
C ₃ H ₇ OH				
C ₄ H ₉ OH 0,5				
0,25				
0,05				
0,025				

Пользуясь экспериментальными данными, строят изотерму поверхностного натяжения, откладывая на оси ординат δ , а на оси абсцисс — концентрацию C.

По изотерме поверхностного натяжения рассчитывают значение адсорбции Γ и строят изотерму адсорбции.

Значение Γ_{∞} определяют графически по уравнению Ленгмюра, преобразовывая его в уравнение прямой.

Определив Γ_{∞} , вычисляют L и S молекулы.

5. Определение константы скорости реакции омыления уксусно-этилового эфира щелочью

Цель: определить константу скорости реакции омыления уксусно-этилового эфира щелочью.

Оборудование: колба с притертой пробкой, мерный цилиндр, 5 пронумерованных стаканчиков, 2 бюретки, 0,05н. HCl, 0,05н. щелочи, фенолфталеин.

Ход работы

В склянку (или колбу) с притертой пробкой отмеряют мерным цилиндром 70 мл 0,05н. раствора щелочи, закрывают пробкой.

Готовят для титрования 2 бюретки, наполнив одну тем же 0,05н. раствором щелочи, а другую — 0,05н. раствором HCl, и 4—5 пронумерованных стаканчиков или колбочек, налив в них из бюретки по 10 мл 0,05н. раствора HCl и по 1 капле фенолфталеина (индикатора).

К перемешиваемой щелочи в склянку добавляют 3—4 капли (около 0,2 мл) уксусно-этилового эфира, записав время начала реакции.

Количество прореагировавшей щелочи определяют через 2, 4, 8, 16 минут от начала реакции. Для этого за минуту до истечения каждого промежутка времени набирают в пипетку 10 мл реакционной смеси, а за несколько секунд (3—5)

до этого момента начинают выливать ее из пипетки в подготовленный стаканчик HCl, перемешивая при этом содержимое. По возможности немедленно оттитровывают избыток HCl 0,05н. раствором щелочи, т.к. омыление (гидролиз) эфира в кислоте лишь значительно замедляется, но не прекращается.

Результаты титрования и последующих вычислений записывают в заранее подготовленную таблицу:

Стакан	Время от начала опыта	Количество мл 0,05н. щелочи, пошедшей на реакцию	2,303/t	a—x	b—x	lg (a — x)	lg (b—x)	K	dx/dt
1	2								
2	4								
3	8								
4	16								
5	∞								
a =	lg a =	lg b =	b =						

После отбора 4 пробы склянку с остатком реакционной смеси закрывают пробкой и на 20—30 минут помещают в горячую воду (60—70°). При этом эфир практически полностью омыляется, связав эквивалентное количество щелочи. 10 мл этой, полностью прореагировавшей смеси, вливают в стаканчик № 5 с HCl, оттитровывают 0,05н. раствором щелочи и определяют, таким образом, количество эфира в 10 мл смеси (b), выраженное в мл 0,05н. раствора щелочи.

Исходное количество щелочи в 10 мл смеси (a) равно 10 мл 0,05н. раствора щелочи.

Величины a, b и x в данной работе выражены в мл 0,05н. раствора щелочи на 10 мл реакционной смеси, а в уравнении для константы — в моль/л, поэтому для вычисления константы скорости необходимо член (a—b) в числителе умножить на нормальность щелочи (0,05н.) и разделить на объем смеси (10 мл). Тогда уравнение константы в данном случае примет вид

$$K = \frac{(a-b)0,05}{10}$$

По этому уравнению вычисляют значение константы скорости отдельно для каждого промежутка времени, убеждаясь в том, что константа скорости во всех случаях почти одинаковая (т.е. не зависит от концентрации) и берут среднее арифметическое значение константы. По уравнению dx/dt вычисляют скорость реакции для каждого промежутка времени. Отложив по оси абсцисс время в минутах, а по оси ординат скорость реакции, получают кривую скорости реакции.

6. Определение теплоты нейтрализации сильной кислоты сильным основанием

Цель: определить теплоту нейтрализации сильной кислоты сильным основанием.

Задачи работы:

- определить теплоту нейтрализации и разведения (смешения);
- определить теплоту разведения кислоты;
- определить теплоту нейтрализации кислоты.

Приборы и реактивы

1. Учебно-лабораторный комплекс «Химия» в следующей комплектации:
 - центральный контроллер;
 - модуль «Термостат» в комплекте со стеклянным стаканчиком (150 см³), термодатчиком и устройством для размещения кислоты в термостате.
2. Раствор NaOH (C= 0,15 моль/дм³), раствор HCl (C= 5 моль/дм³), дистиллированная вода.

Обоснование. При взаимодействии моль-эквивалента сильной кислоты с сильным основанием в разбавленных водных 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 из ионов гидроксония — H₃O⁺) 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, т. е. нужно учитывать еще две промежуточные теплоты разбавления.

Порядок выполнения работы

1. Подключают термостат к контроллеру, подключают термодатчик, включают перемешивание и измеряют температуру в ходе опыта согласно приложению.

2. Определяют постоянную калориметра.

3. Для определения теплоты нейтрализации в качестве калориметрической жидкости используют 0,15 М раствор NaOH. В стакан наливают 100 см³ щелочи и устанавливают его в калориметр. Нейтрализацию проводят 5-ти молярным раствором соляной кислоты. В специальную пробирку наливают пипеткой 3 см³ кислоты и устанавливают пипетку в крышке калориметра. Затем в течение 7—10 минут фиксируют температуру «предварительного периода».

4. Определяют теплоту нейтрализации и разведения (смешения) q₁, приливая к большому объему щелочи небольшой объем кислоты.

5. Определяют теплоту разведения кислоты q₂, вливая раствор кислоты (в таком же объеме, как при нейтрализации) в чистую воду, взятую в таком же объеме, как щелочь.

Рекомендации по проведению расчетов

В данной работе к большому объему щелочи прибавляется небольшой объем кислоты, поэтому объем щелочи мало изменится при вливании в нее кислоты, теплота разведения щелочи кислотой мала, и ею можно пренебречь. Теплота разведения кислоты щелочью в этом случае велика, и ее нужно учитывать при определении теплоты нейтрализации.

Тогда $q_1 = q + q_2$; $q = q_1 - q_2$.

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

Изменение температуры ΔT как для процесса нейтрализации, так и для процесса разведения определяют графически.

Теплоту нейтрализации определяют по формуле

$$-q = (m_1c_1 + m_2c_2 + K)\Delta T_1 - (m_2c_2 + m_3c_3 + K)\Delta T_2, \quad (1)$$

где m_1c_1 — масса и теплоемкость щелочи; m_2c_2 — масса и теплоемкость кислоты; m_3c_3 — масса и теплоемкость воды; $\Delta T_1, \Delta T_2$ — разность температур при нейтрализации и разведении соответственно.

Если принять, что теплоемкости щелочи и кислоты приблизительно равны теплоемкости воды ($c_1 = c_2 = c_3 = c$), то формула для расчета теплоты нейтрализации примет вид

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

Полученный тепловой эффект пересчитывают на 1 моль кислоты

$$\Delta H = \frac{q \cdot 1000}{Vc},$$

где K — объем кислоты, см^3 ; c — концентрация кислоты, моль/ дм^3 .

Если опыт проводить при других концентрациях или объемах щелочи и кислоты, то полученный тепловой эффект необходимо пересчитать на то вещество, которое используется в меньшем количестве.

7. Потенциометрическое титрование

Цель: познакомиться с методом потенциометрического титрования.

Установить точки эквивалентности при титровании сильной кислоты сильным основанием, слабой кислоты сильным основанием.

Оборудование: рН-метр, стеклянный электрод, хлорсеребряный электрод, стакан на 100 мл; 0,1н. р-р HCl; CH₃COOH; 0,5н. р-р KOH; бюретка, магнитная мешалка.

Ход работы

В стакан при помощи пипетки наливают точно 15 мл р-ра 0,1н. соляной кислоты, опускают бегунок, устанавливают стакан на магнитную мешалку и включают ее после опускания электродов (следить, чтобы стеклянный электрод не касался бегунка).

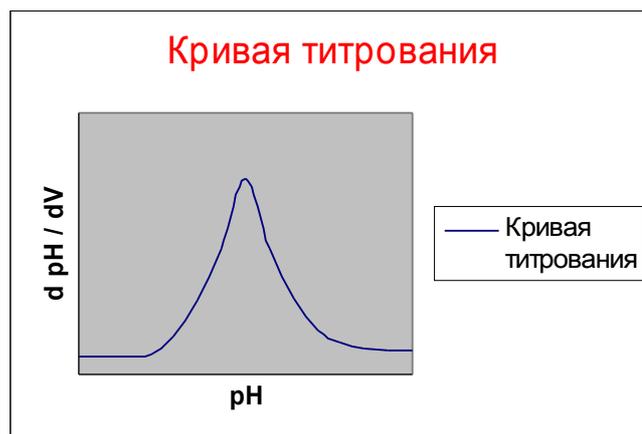
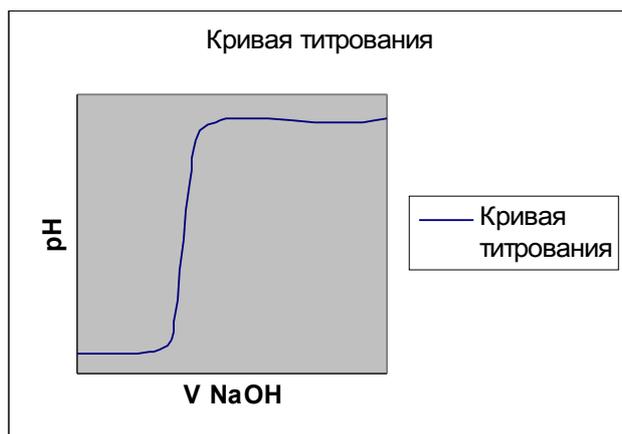
Отключенное положение рН-метра «—1—14» и «0—t» нажаты. Для измерения нажимают кнопку «рН» и снимают значение по нижней шкале. Затем приливают р-р 0,1н. щелочи по 1—3 мл и фиксируют величину рН. Устанавливают микробюретку так, чтобы щелочь вытекала каплями. При прибли-

жении к точке эквивалентности приливают щелочь очень малыми дозами. стакан во время опыта находится на магнитной мешалке, и раствор постоянно перемешивают.

После резкого изменения pH раствора можно прибавить небольшое количество щелочи и постоянно фиксировать pH.

Аналогичное титрование проводят с 0,1н. CH_3COOH .

Строят график зависимости pH от количества щелочи и определяют точку эквивалентности, а также график в координатах:



Объем щелочи пересчитывают на 0,1н. раствор.

В отчете о работе должны быть 4 графика, расчеты, рисунок установки для потенциометрического титрования.

8. Определение потенциалов электродов

Цель: измерить потенциал медного и цинкового электродов в растворах их солей различной активности. Сравнить измеренные значения потенциалов с расчетами по уравнению Нернста.

Выполнение работы

Для измерения потенциалов 1 рода собирают цепь, состоящую из измерительного прибора, измеряемого электрода и электрода сравнения. Фактически мы измеряем ЭДС гальванического элемента



Потенциал хлорсеребряного электрода (электрод 2 рода) постоянен, зависит только от активности ионов Cl^- и равен $\text{Ag} \mid \text{AgCl}$ (насыщенный раствор KCl) = 0,2 В. Он является электродом сравнения.

Для устранения диффузного потенциала необходимо использовать мостики, заполненные насыщенным раствором KCl .

Для измерения потенциалов можно использовать pH-метр. Хлорсеребряный электрод подсоединяют к специальному гнезду «электрод сравнения»

(на ВСП панели прибора), а измерительный электрод через специальный штекер к гнезду «изм — 1», «изм — 2».

1. Измеряют потенциал медного электрода при различной активности ионов Cu^{2+} .

2. Строят график зависимости потенциала электрода от $\lg a \text{Cu}^{2+}$. Определяют наклон и вычисляют графически коэффициент с теоретическим, сколько электронов участвует в данной электродной реакции.

3. Вычисляют потенциал медного электрода по уравнению Нернста. Сравнивают вычисленное значение с теоретически рассчитанным.

Таблица коэффициентов активности CuSO_4 и ZnSO_4

CuSO_4	f	ZnSO_4	f
1н. (0,5M)	0,23	1н. (0,5M)	0,25
0,5н. (0,25M)	0,25	0,5н. (0,25M)	0,28
0,2н. (0,1M)	0,36	0,2н. (0,1M)	0,38
0,1н. (0,05M)	0,38	0,1н. (0,05M)	0,40

Аналогичные работы выполняют для цинкового электрода.

Вычисления

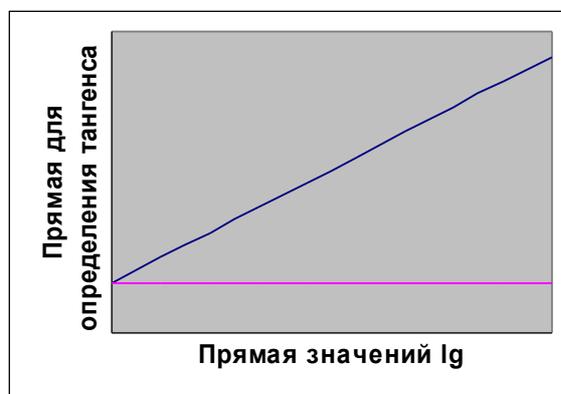
Расчет потенциала электрода 1 рода проводят по уравнению Нернста следующего вида:

$$E_{\text{Me}^n/\text{Me}} = E_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}}^0 + \frac{0,059}{n} \lg a \text{Me}^{2+},$$

где E — потенциал электрода; E^0 — стандартный электродный потенциал; a_{Me} — активность иона; n — число электронов, участвующих в процессе.

Вышеприведенное уравнение является уравнением прямой, поэтому построение зависимости $E_{\text{Me}^{2+}/\text{Me}} / \lg a_{\text{Me}}$ дает прямую линию. Тангенс угла наклона этой прямой есть выражение перед логарифмом ($\frac{RT}{F}$). Экстраполяция прямой на ось ординат дает значение стандартного электродного потенциала:

$$\text{tg } \alpha = \frac{RT}{F}.$$



Нерабочее состояние прибора — нажата кнопка «—1—14» и «0,t».

Для определения потенциалов при нажатой кнопке «—1—14» нажимают «+mV» или «—mV» и переключают левый ряд кнопкой на нужный диапазон. При снятии значений потенциалов показания прибора умножают на 0,1, и полученная величина будет в вольтах.

Для перевода на НВЭ к измеренному значению прибавляют 0,2.

9. Определение ЭДС гальванического элемента

Цель: определить ЭДС гальванического элемента.

Оборудование: электроды из цинка, меди, растворы CuSO_4 и ZnSO_4 , электрод сравнения, вольтметр (рН-метр), наждачная бумага, U — образная трубка с KCl.

Ход работы

В два стакана наливают наполовину растворы CuSO_4 и ZnSO_4 . В первый помещают электрод из меди, во второй — из цинка.

Электроды предварительно зачищают наждачной бумагой и промывают. Провода подсоединяют к рН-метру, который может служить вольтметром, на задней панели к входам «Изм.1» и «Эл. сравн». Внешнюю цепь замыкают при помощи U — образной трубки, заполненной насыщенным раствором KCl в агар — агаре.

На передней панели прибора в нерабочем состоянии должны быть нажаты кнопки «0—t» и «—1—14», остальные отжаты. Когда собрана цепь и можно приступить к измерениям, нажимают кнопку «mV» и смотрят показания прибора по нижней шкале 1—14. Для более точного определения ЭДС нажимают кнопку нужного диапазона. Необходимо помнить, что перед измерением прибор должен прогреться 30 минут. Для перевода измеренных значений в вольты числитель значения умножают на 0,1.

Для выполнения работы измеряют ЭДС элементов в растворах с концентрацией 1н. и 0,1н. и сравнивают эти данные с расчетами.

Расчет проводят по следующим уравнениям:

$$\varepsilon = \varepsilon^0 + \frac{0,059}{n} \lg a_{\text{Me}^{n+}},$$

$$E = \varepsilon_{\text{к}} - \varepsilon_{\text{а}},$$

где ε — рассчитанный потенциал в (В); ε^0 — стандартное значение потенциала (В); $a_{\text{Me}^{n+}}$ — активная концентрация потенциалопределяющих ионов; E — ЭДС;

$\varepsilon_{\text{к}}$ — потенциал катода; $\varepsilon_{\text{а}}$ — потенциал анода.

Расчет относительной ошибки

Абсолютная погрешность $\Delta a = a_{\text{исх}} - a_{\text{изм.}}$

Относительная погрешность (в долях единицы или процентах) $\delta_a = \Delta a / a_{\text{исх.}}$

Задание:

1. Составить схему гальванического элемента. Какой полуэлемент является катодом, а какой анодом? Записать электродные реакции и составить схему гальванического элемента.

2. Заполнить таблицу:

Растворы	$E_{изм}$	$E_{вычис}$	Относительная ошибка
0,1н. $CuSO_4$ и 0,1н. $ZnSO_4$			
1н. $CuSO_4$ и 0,1н. $ZnSO_4$			
1н. $CuSO_4$ и 1н. $ZnSO_4$			

10. Определение константы и степени диссоциации слабого электролита

Определение постоянной сосуда (φ)

Постоянной сосуда является отношение расстояния между электродами (l) к площади каждого из электродов (S), используемых в электрохимической ячейке для измерения электропроводности раствора (L). Она определяется экспериментально. Для этого измеряют электрическую проводимость раствора (L), удельная электрическая проводимость которого известна. Обычно для этой цели используется 0,01 М раствор KCl . Значение k для этих растворов при данной температуре берут из справочника. Тогда для полученных значений k и R рассчитывают постоянную сосуда (φ) из $k = \frac{1}{R} \cdot \frac{l}{S} = L\varphi$:

$$\varphi = \frac{l}{S} = k_{KCl} R_{KCl} = \frac{k}{L_{KCl}}, \text{ см}^{-1}. \quad (1)$$

Сосуд для измерения вместе с электродами промывают дистиллированной водой и исследуемым раствором. Затем в сосуд помещают 20 мл 0,01 М раствора KCl , при этом электроды должны быть полностью покрыты раствором. Электроды сосуда подсоединяют к измерительной цепи и определяют его электрическую проводимость (L), после чего рассчитывают постоянную сосуда по уравнению (1).

Цель: исследовать электрические свойства растворов слабых электролитов и определить их константу диссоциации.

Задачи работы:

- определить электропроводность растворов исследуемого электролита различных концентраций;
- рассчитать удельную и молярную электрическую проводимости раствора;
- рассчитать степень диссоциации и константу диссоциации электролита в растворе;
- построить соответствующие графики.

Приборы и реактивы

1. Учебно-лабораторный комплекс «Химия» в комплектации:
 - центральный контроллер;
 - модуль «Электрохимия» в комплекте с двумя стаканами (50 см^3), двумя электродами в одной обойме для кондуктометрических измерений.
2. 0,01 М раствор KCl .

3. Растворы слабых электролитов с концентрацией 0,01 М (уксусная кислота, гидроксид аммония и др.).
4. Мерный цилиндр на 25 см³.
5. Пипетки на 10 и 20 см³.
6. Лабораторная посуда.
7. Дистиллированная вода.

Методика выполнения работы

В сосуд с электродами, отмытый дистиллированной водой, наливают 20 мл указанного преподавателем раствора слабого электролита и измеряют его электропроводность (L) по методике, приведенной выше. Результат заносят в таблицу. Затем из сосуда отбирают 10 мл раствора и приливают 10 мл дистиллированной воды, выдержанной при той же температуре, что и исследуемый раствор, т.е. разбавляют раствор в 2 раза. Определяют электропроводность полученного раствора. Эту операцию последовательного разбавления повторяют 4 раза, каждый раз измеряя электропроводность полученного раствора. Результаты заносят в таблицу.

Рассчитывают удельную электрическую проводимость раствора для каждой из концентраций по уравнению

$$\kappa_i = \frac{\varphi}{R_i} = L_i \varphi .$$

Результат расчета для каждой из концентраций раствора заносят в таблицу.

Рассчитывают молярную электрическую проводимость (λ_i) для каждой концентрации исследуемого раствора по уравнению $\lambda = \frac{1000}{C} \cdot \kappa$. Результаты расчетов для каждой из концентраций раствора заносят в таблицу 1.

Степень диссоциации электролита (α) в растворе определяют по уравнению (11):

$$\alpha_i = \frac{\lambda_i}{\lambda^\infty}$$

для каждой концентрации исследуемого раствора. Молярную электрическую проводимость раствора электролита при его предельном разведении (λ^∞) рассчитывают по уравнению (17), взяв значения подвижностей ионов электролита в предельно разбавленном растворе (λ_+^∞ и λ_-^∞) из справочника.

Константу диссоциации исследуемого раствора слабого электролита (K) рассчитывают для каждой из концентраций раствора по уравнению; для 1—1 валентного электролита:

$$K = \frac{\alpha_i^2 C_{M,i}}{(1 - \alpha_i)} .$$

Все результаты расчета заносят в таблицу 1.

Таблица 1. Экспериментальные данные и результаты расчета электрической проводимости раствора, степени и константы его диссоциации

Исследуемый раствор

Концентрация раствора, моль дм ⁻³	L, См	κ, См см ⁻¹	λ См см ² моль ⁻¹	α	K

Строят графики зависимости α, κ и λ от концентрации электролита в растворе. Анализируют, соответствует ли их характер теоретическим представлениям, изложенным выше.

В соответствии с уравнением $\frac{1}{\lambda} = \frac{1}{\lambda^\infty} + \frac{1}{K\lambda^\infty{}^2}\lambda C$ строят график в координатах ($\frac{1}{\lambda}; \lambda C$).

Построив график в указанных координатах и продолжив прямую линию графика до пересечения с осью ординат, находят значение λ[∞] как величину, обратную величине отрезка ординаты, отсекаемой линией графика, а K определяют из уравнения:

$$\operatorname{tg} \alpha = \frac{1}{K\lambda^\infty{}^2}.$$

Tg α определяется из треугольника как отношение противолежащего катета к прилежащему в масштабах осей графика (α — острый угол наклона линии графика к оси абсцисс).

Определяют из графика λ[∞] и K. Анализируя значения K для каждой из концентраций раствора, решают вопрос о зависимости или независимости K от концентрации раствора. Сравнивают его среднее значение со справочным.

В выводах по работе указывают результаты анализа построенных графиков и соответствие их теоретическим представлениям, обсуждают возможные причины отклонения экспериментально найденного значения K от справочного.

11. Изучение кинетики реакции разложения мочевины в водных растворах методом электропроводности

Цель: определить величину константы скорости и энергию активации реакции разложения мочевины в водном растворе.

Задачи работы:

- снять зависимость электропроводности раствора от времени протекания реакции при заданной температуре;
- определить величину константы скорости реакции разложения мочевины в водном растворе при заданной температуре;
- рассчитать энергию активации данной реакции, воспользовавшись значениями константы скорости разложения при других температурах, полученными другими исследователями.

Приборы и реактивы

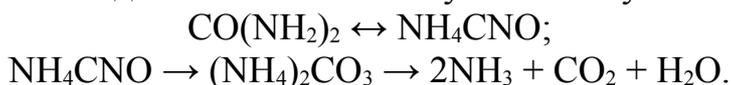
1. Учебно-лабораторный комплекс «Химия» в следующей комплектации:

- центральный контроллер;
- модуль «Термостат» в комплекте со стаканчиком (на 150 см³), мешалкой и датчиком температуры.

2. Мочевина, дистиллированная вода.

Методика выполнения работы и ее обоснование

Результаты многочисленных исследований этой реакции указывают на то, что первым этапом разложения мочевины в водных растворах является ее изомеризация — превращение в цианат аммония с последующим переходом из цианата в карбонат и далее — в аммиак и угольную кислоту:



Реакция превращения цианата в карбонат протекает практически необратимо. Такого рода разложение с заметной скоростью происходит лишь в водных растворах и при повышенных температурах (50 °С и более), причем протекает по мономолекулярному механизму. В ходе реакции водный раствор органического вещества $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ с ковалентными связями превращается в раствор, диссоциирующий на ионы соли NH_4CNO , поэтому электропроводность его со временем растет. Это дает возможность измерять скорость реакции, так как приращение электропроводности можно считать пропорциональным концентрации конечного продукта. Влиянием присутствия переменного количества мочевины можно пренебречь.

Как уже указывалось, исследуемая реакция является реакцией первого порядка, поэтому расчет константы скорости реакции ведется по уравнению

$$k = \frac{1}{t} \ln \frac{c_0}{c_0 - x},$$

где c_0 — начальная концентрация мочевины; x — концентрация мочевины, прореагировавшей к данному моменту времени; $c_0 - x$ — концентрация мочевины, не прореагировавшей к данному моменту времени; t — время данного замера от начала реакции.

Принимаем, что увеличение электропроводности во времени пропорционально количеству образовавшегося карбоната или количеству прореагировавшей мочевины.

Обозначим: L_0 — электропроводность раствора в момент начала реакции; L_t — электропроводность в данный момент времени t ; L_∞ — электропроводность, соответствующая последнему измерению, когда процесс разложения мочевины полностью закончен.

Тогда $c_0 - \text{const} (L_\infty - L_0)$, $(c_0 - x) = \text{const} (L_\infty - L_0) - \text{const} (L_t - L_0)$. Таким образом, расчеты можно проводить по уравнению

$$k = \frac{1}{t} \ln \frac{(L_\infty - L_0)}{(L_\infty - L_t)}.$$

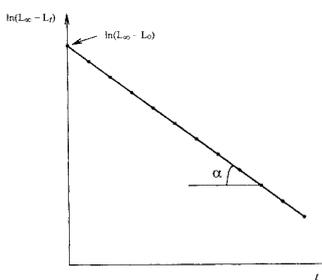
Величину L_0 непосредственно экспериментально определить не удастся, т. к. от начала реакции до первого измерения проходит некоторое время. Поэто-

му величину L_0 находят экстраполяцией, для чего строят график в координатах $\ln(L_\infty - L_t)$ и затем вычисляют L_0 .

Вычислив константу скорости реакции для каждого момента времени, определяют ее среднее значение и сравнивают с величиной k , полученной графическим путем по тангенсу угла наклона прямой к оси t на графике $\ln(L_\infty - L_t) - t$.

По двум константам скорости, при двух температурах, по уравнению Аррениуса $\ln \frac{k_2}{k_1} = \frac{E}{R} \left(\frac{T_2 - T_1}{T_1 T_2} \right)$ рассчитывают величину энергии активации для данной реакции.

Вторую константу скорости берут у экспериментаторов, которые провели аналогичный опыт при другой температуре.



12. Измерение адсорбции уксусной кислоты на поверхности активированного угля

Цель:

1. Изучить адсорбцию на границе жидкой и твердой фаз.
2. Построить изотерму адсорбции.
3. Найти значение a и Γ в уравнении Ленгмюра.

Приборы и реактивы

Шесть колб на 250 мл с корковыми пробками; шесть конических колб на 150 мл; пипетка на 50 мл; пипетка на 25 мл; пипетка на 10 мл; пипетка на 5 мл; бюретка на 50 мл с делениями в 0,1 мл; шесть воронок для фильтрования; фильтровальная бумага; активированный уголь; растворы 1N CH_3COOH ; 0,1 M NaOH фенолфталеин (индикатор).

Ход работы

В колбах готовят растворы уксусной кислоты различной концентрации, разбавляя исходный раствор (приблизительно 1н.) как указано в таблице:

№№ растворов	№ 1	№ 2	№ 3	№ 4	№ 5
Количество мл раствора уксусной кислоты	2	5	10	25	50
Количество воды, мл	48	45	40	25	0
Количество раствора уксусной кислоты, взятой для титрования	10	10	5	2	2
Количество раствора щелочи, пошедшей на титрование исходного раствора					
Концентрация исходного раствора					
Количество раствора щелочи, пошедшей на					

титрование раствора после адсорбции					
Равновесные концентрации, С					
Количество адсорбированного вещества, Г					

Добавляем 3 — 4 капли фенолфталеина и титруем. Титрование исходных растворов 0,1н. раствором едкого натра определяют их концентрации. Количество растворов, которые отмеряют для титрования, вычисляют по формуле:

$$C_{\text{CH}_3\text{COOH}} = \frac{C_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}}}{V_{\text{CH}_3\text{COOH}}}$$

где $C_{\text{CH}_3\text{COOH}}$ и $V_{\text{CH}_3\text{COOH}}$ — концентрация и объем уксусной кислоты; C_{NaOH} и V_{NaOH} — концентрация и объем раствора едкого натра.

В 5 сухих конических колб вносят по 0,5 г измельченного активированного угля и отмеряют по 25 мл приготовленных ранее растворов уксусной кислоты, где путем титрования была определена исходная концентрация C_0 . Колбы нумеруются и помещаются в аппарат для встряхивания на 15 минут.

После этого растворы титруют через сухие фильтры в отдельные колбочки, отбрасывая первые порции фильтрата. Титрованием определяют равновесные концентрации растворов. Количество адсорбируемого вещества определяют по формуле:

$$\Gamma = \frac{(C_0 - C) \cdot V \cdot \Xi}{1000 \cdot m}$$

где C_0 и C — исходная и равновесная концентрации уксусной кислоты; V — объем раствора, взятый для адсорбции; m — навеска адсорбента; Ξ — эквивалентный вес адсорбируемого вещества.

Все полученные данные записывают в таблицу.

На миллиметровой бумаге строят кривую адсорбции, отложив по оси абсцисс равновесные концентрации C , а по оси ординат — количество адсорбируемого вещества Γ .

По результатам опыта вычисляют уравнение адсорбции, пользуясь формулой Ленгмюра:

$$\Gamma = \Gamma_{\infty} \frac{C}{C+a}$$

где Γ — максимальное количество вещества, которое может адсорбироваться на 0,5 г адсорбента; C — равновесные концентрации; a — эмпирическая константа.

Константы Γ_{∞} и a находят графическим методом. Для этого на миллиметровой бумаге откладывают по оси абсцисс C , а по оси ординат — X/M .

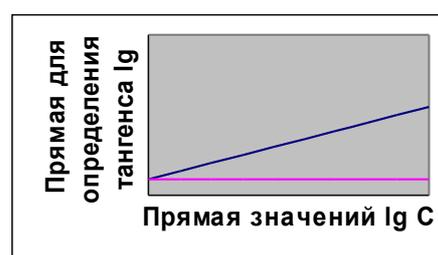
Отрезок AO характеризует Γ_{∞} , а именно: $AO = 1/\Gamma_{\infty}$, откуда $\Gamma_{\infty} = 1/AO$.

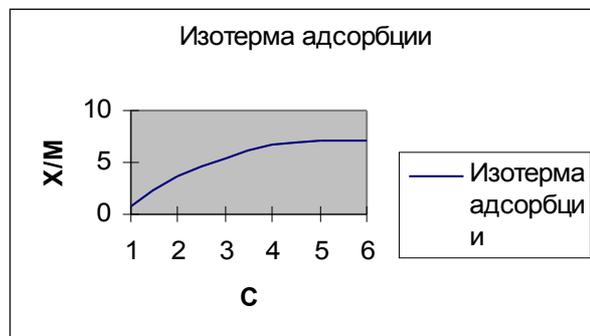
Тангенс угла позволяет вычислить a :

$$\text{tg } \varphi = a / \Gamma_{\infty}$$

следовательно, $a = \Gamma_{\infty} \text{tg } \varphi$.

Практически a находят как соотношение катетов противоположащего и прилежащего к углу.





ПРИМЕРНЫЕ ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ ПО ТЕМЕ «КИНЕТИЧЕСКАЯ ТЕОРИЯ ГАЗОВ, ГАЗОВЫЕ ЗАКОНЫ»

Часть А

1. Жидкое вещество характеризуется:

- 1) крайне малыми силами межмолекулярного взаимодействия;
- 2) сравнительно большими межмолекулярными силами сцепления, поэтому молекулы теряют способность перемещаться независимо друг от друга, вещество легко меняет свою форму, но мало изменяет объем;
- 3) определенным порядком расположения молекул, которые образуют кристаллическую решетку;
- 4) крайне малыми силами межмолекулярного взаимодействия, хорошей электропроводностью, возможностью влиять на расположение молекул при наложении магнитного поля.

2. Твердое вещество характеризуется:

- 1) сравнительно большими межмолекулярными силами сцепления, поэтому молекулы теряют способность перемещаться независимо друг от друга, вещество легко меняет свою форму, но мало изменяет объем;
- 2) определенным порядком расположения молекул, которые образуют кристаллическую решетку;
- 3) крайне малыми силами межмолекулярного взаимодействия, хорошей электропроводностью, возможностью влиять на расположение молекул при наложении магнитного поля;
- 4) созданием крупных ассоциатов, имеющих постоянную сложную внутреннюю структуру, но никак не влияющих друг на друга.

3. Газы характеризуются:

- 1) крайне малыми силами межмолекулярного взаимодействия;

2) сравнительно большими межмолекулярными силами сцепления, поэтому молекулы теряют способность перемещаться независимо друг от друга, вещество легко меняет свою форму, но мало изменяет объем;

3) определенным порядком расположения молекул, которые образуют кристаллическую решетку;

4) крайне малыми силами межмолекулярного взаимодействия, хорошей электропроводностью, возможностью влиять на расположение молекул при наложении магнитного поля.

4. Плазма характеризуется:

1) крайне малыми силами межмолекулярного взаимодействия;

2) сравнительно большими межмолекулярными силами сцепления, поэтому молекулы теряют способность перемещаться независимо друг от друга, вещество легко меняет свою форму, но мало изменяет объем;

3) крайне малыми силами межмолекулярного взаимодействия, хорошей электропроводностью, возможностью влиять на расположение молекул при наложении магнитного поля;

4) созданием крупных ассоциатов, имеющих постоянную сложную внутреннюю структуру, но никак не влияющих друг на друга.

5. Состояние газа, близкое к идеальному, характеризуется:

1) высокой молекулярной массой;

2) очень малыми силами межмолекулярного взаимодействия;

3) составом газа;

4) высокой плотностью.

6. Согласно закону Бойля—Мариотта:

1) при постоянной температуре объем газа обратно пропорционален давлению;

2) при постоянном давлении изменение температуры на один градус изменяет объем на $1/273$;

3) при одинаковом давлении и одинаковой температуре равные объемы газов содержат равное число молекул;

4) общее давление смеси газов, находящихся в определенном объеме, равно сумме парциальных давлений всех газов.

7. Согласно закону Шарля:

1) при постоянной температуре объем газа обратно пропорционален давлению;

2) при одинаковом давлении и одинаковой температуре равные объемы газов содержат равное число молекул;

3) общее давление смеси газов, находящихся в определенном объеме, равно сумме парциальных давлений всех газов;

4) при постоянном давлении изменение температуры на один градус изменяет объем на $1/273$.

8. Согласно закону Авогадро:

- 1) при постоянной температуре объем газа обратно пропорционален давлению;
- 2) при одинаковом давлении и одинаковой температуре равные объемы газов содержат равное число молекул;
- 3) при постоянном давлении изменение температуры на один градус изменяет объем на $1/273$;
- 4) общее давление смеси газов, находящихся в определенном объеме, равно сумме парциальных давлений всех газов.

9. Согласно закону Дальтона:

- 1) общее давление смеси газов, находящихся в определенном объеме, равно сумме парциальных давлений всех газов;
- 2) при постоянной температуре объем газа обратно пропорционален давлению;
- 3) при одинаковом давлении и одинаковой температуре равные объемы газов содержат равное число молекул;
- 4) при постоянном давлении изменение температуры на один градус изменяет объем на $1/273$.

10. Выберите положение, не соответствующее кинетической теории газов:

- 1) молекулы рассматриваются как математические точки;
- 2) силами взаимного притяжения можно пренебречь;
- 3) молекулы находятся в постоянном упорядоченном движении;
- 4) при столкновении молекул общее количество их кинетической энергии не изменяется.

11. Основное уравнение кинетической теории газов:

- 1) $pV = \nu RT$;
- 2) $\varepsilon = 3/2 kT$;
- 3) отношение скоростей движения молекул двух газов обратно пропорционально корню квадратному из отношения их масс;
- 4) средняя скорость молекул газа прямо пропорциональна корню квадратному из абсолютной его температуры.

12. Кинетическая энергия молекулы газа подчиняется закону:

- 1) $pV = \nu RT$;
- 2) $\varepsilon = 3/2 kT$;
- 3) отношение скоростей движения молекул двух газов обратно пропорционально корню квадратному из отношения их масс;
- 4) средняя скорость молекул газа прямо пропорциональна корню квадратному из абсолютной его температуры.

13. Уравнение Больцмана показывает, что:

- 1) кинетическая энергия молекулы газа прямо пропорциональна абсолютной температуре и не зависит от массы его молекул;

2) кинетическая энергия молекулы газа обратно пропорциональна абсолютной температуре и не зависит от массы его молекул;

3) кинетическая энергия молекулы газа прямо пропорциональна массе молекулы и не зависит от абсолютной температуры;

4) кинетическая энергия молекулы газа обратно пропорциональна массе молекулы и не зависит от абсолютной температуры.

14. Закон распределения молекул по скоростям (Максвелла):

1) с повышением температуры средняя скорость молекул уменьшается;

2) изменения температуры не влияют на скорость молекул;

3) с повышением температуры средняя скорость молекул увеличивается;

4) с повышением давления газа средняя скорость увеличивается.

15. Уравнение Ван-дер-Ваальса:

1) $pV = \nu RT$;

2) $\varepsilon = 3/2 kT$;

3) $(p + a / V^2)(V - b) = nRT$;

4) $N_e = Ne^{-E/RT}$.

Часть В

Задача 1. При нормальных условиях плотность метана равна 0,7168 г/л. Какова будет плотность газа при $t = -10$ градусов Цельсия?

Задача 2. Какой объем занимает 1 моль азота при температуре 57 градусов Цельсия и давлении $3,03 \times 10^5$ н/м²?

ПРИМЕРНЫЕ ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ ПО ТЕМЕ «ОСНОВЫ ХИМИЧЕСКОЙ ТЕРМОДИНАМИКИ»

1. Математические выражения для энтальпии:

1) $H = U + pV$;

2) $H = U - TS$;

3) $H = G + TS$;

4) $H = F - TS$.

2. Математические выражения для энергии Гиббса:

1) $G = U - TS$;

2) $G = H - TS$;

3) $G = F + pV$;

4) $G = F - TS$.

3. Определение выражения для функции Гельмгольца:

1) $F = H - TS$;

2) $F = U - TS$;

3) $F = G - TS$;

4) $F = G - pV$.

4. Фундаментальное уравнение Гиббса для закрытой системы без химического превращения имеет вид:

- 1) $dG = TdS - pdV$;
- 2) $dG = -TdS - Vdp$;
- 3) $dG = -SdT + Vdp$;
- 4) $dG = SdT + pdV$.

5. Математическое выражение Первого начала термодинамики для изолированной системы:

- 1) $dU = 0$;
- 2) $dU = dQ - pdV$;
- 3) $U = \text{const}$;
- 4) $dU = dQ + pdV$.

6. Второе начало термодинамики:

- 1) абсолютно в применении;
- 2) выведено на основании законов квантовой химии;
- 3) носит статистический характер;
- 4) имеет ограничения по области действия.

7. Выражение: энтропия бездефектного кристалла при абсолютном нуле равна нулю:

- 1) называется постулатом Планка;
- 2) законом Гесса;
- 3) Третьим началом термодинамики;
- 4) законом фазового равновесия.

8. Общей количественной мерой, характеризующей различные типы взаимодействия системы с окружающей средой, является:

- 1) энергия Гиббса;
- 2) работа;
- 3) теплота;
- 4) внутренняя энергия.

9. Энтропия изолированной системы при обратимом процессе:

- 1) равна нулю;
- 2) возрастает;
- 3) уменьшается;
- 4) неизменна всегда.

10. В состоянии равновесия энергия Гиббса:

- 1) имеет максимальное значение;
- 2) имеет минимальное значение;
- 3) равна нулю;
- 4) равна нулю при постоянстве температуры.

11. Энтальпия закрытой системы без химического превращения:

- 1) не изменяется с ростом энтропии;

- 2) уменьшается с ростом энтропии;
- 3) увеличивается с ростом давления;
- 4) уменьшается с ростом давления.

12. Если переменные: объем системы, температура и число молей компонентов, то характеристическая функция:

- 1) энергия Гиббса;
- 2) энергия Гельмгольца;
- 3) энтальпия;
- 4) внутренняя энергия.

13. Критерий самопроизвольности изобарно-изотермического процесса в закрытой системе:

- 1) энергия Гельмгольца;
- 2) энергия Гиббса;
- 3) энтальпия;
- 4) внутренняя энергия.

14. Критерий самопроизвольности изохорно-изотермического процесса в закрытой системе:

- 1) энергия Гельмгольца;
- 2) энергия Гиббса;
- 3) энтальпия;
- 4) внутренняя энергия.

15. Разность между количеством сообщенной системе теплоты и количеством работы — это изменение:

- 1) энергии Гельмгольца;
- 2) энергии Гиббса;
- 3) энтальпии.

ПРИМЕРНЫЕ ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ ПО ТЕМЕ «ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА»

1. Значение константы скорости реакции зависит:

- 1) от температуры;
- 2) концентрации реагентов;
- 3) вида растворителя;
- 4) концентрации продуктов;
- 5) давления.

2. Константа скорости реакции при увеличении температуры:

- 1) возрастает по экспоненциальному закону;
- 2) убывает по экспоненциальному закону;
- 3) возрастает в соответствии с уравнением Аррениуса;
- 4) убывает с ростом температуры;
- 5) растет пропорционально квадрату температуры.

3. Размерность константы скорости реакции первого порядка:

- 1) м/с;
- 2) 1/с;
- 3) м³/(моль·с);
- 4) м⁶/(моль²·с);
- 5) с/м.

4. Кинетическое уравнение реакции первого порядка:

- 1) $w = kc^2$;
- 2) $\ln \frac{c_0}{c} = k\tau$;
- 3) $\frac{1}{c_0} - \frac{1}{c} = k\tau$;
- 4) $\ln c_0 - \ln c = k\tau$;
- 5) $\frac{1}{c_0^2} - \frac{1}{c^2} = k\tau$.

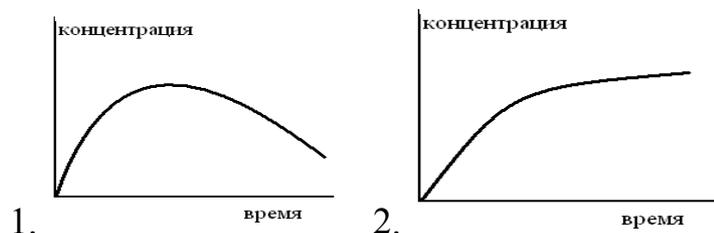
5. Соответствие стехиометрического уравнения реакции и кинетического закона действующих масс:

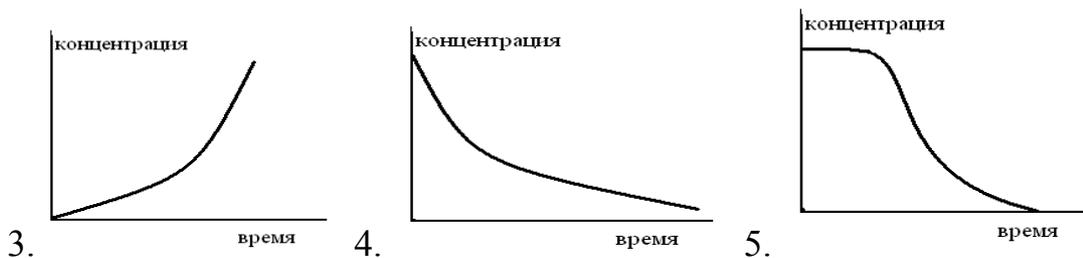
- | | |
|-----------------------|----------------------------------|
| 1) $A = B$; | а) $w = kc_A c_B$; |
| 2) $A + B = C$; | б) $w = kc_A c_B c_C$; |
| 3) $2A + B = C + D$. | в) $w = kc_A$; |
| | г) $w = kc_A^2 c_B$; |
| | д) $w = \frac{kc_A}{c_B}$; |
| | е) $w = k \frac{c_A c_B}{c_C}$. |

6. Соответствие вида сложной реакции первого порядка кинетической схеме:

- | | |
|----------------------|---|
| 1) параллельная; | а) $A \rightarrow B \rightarrow C$; |
| 2) последовательная; | б) $2A \rightarrow C$; |
| 3) двусторонняя. | в) $A \rightarrow B$; $B \rightarrow A$; |
| | г) $A \rightarrow B$; $2B \rightarrow C$; |
| | д) $A \rightarrow B$; $A \rightarrow C$; |
| | е) $2A \rightarrow B \rightarrow C$. |

7. Кинетическая кривая промежуточного продукта мономолекулярной последовательной реакции имеет вид:





8. Реакции, химическое равновесие в которых при увеличении давления смещается вправо (в сторону продуктов):

- 1) $\text{Ca}(\text{OH})_2(\text{p-p}) + \text{CO}_2(\text{г}) = \text{CaCO}_3(\text{тв}) + \text{H}_2\text{O}(\text{ж});$
- 2) $\text{CaO}(\text{тв}) + \text{CO}_2(\text{г}) = \text{CaCO}_3(\text{тв});$
- 3) $2\text{AsH}_3(\text{г}) = 2\text{As}(\text{тв}) + 3\text{H}_2(\text{г});$
- 4) $\text{Pb}(\text{тв}) + \text{PbO}_2(\text{тв}) = 2\text{PbO}(\text{тв});$
- 5) $\text{Sb}_2\text{O}_4(\text{тв}) + 4\text{C}(\text{тв}) = 2\text{Sb}(\text{тв}) + 4\text{CO}(\text{г});$
- 6) $\text{Si}(\text{тв}) + 2\text{Li}_2\text{O}(\text{тв}) = \text{SiO}_2(\text{тв}) + 4\text{Li}(\text{тв}).$

9. Реакции в идеальной газовой фазе, для которых константы равновесия, выраженные через равновесные парциальные давления, мольные доли или молярные концентрации, численно совпадают:

- 1) $2\text{NO}_2 = 2\text{NO} + \text{O}_2;$
- 2) $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3;$
- 3) $\text{H}_2 + \text{J}_2(\text{г}) = 2\text{HJ}(\text{г});$
- 4) $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3;$
- 5) $\text{CO} + \text{H}_2\text{O}(\text{г}) = \text{CO}_2 + \text{H}_2;$
- 6) $\text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O}(\text{г}) = \text{CO} + 3\text{H}_2;$
- 7) $\text{CH}_4 + \text{CO}_2 = 2\text{CO} + 2\text{H}_2.$

10. Константа равновесия процесса $\text{FeO} + \text{CO} \rightleftharpoons \text{Fe} + \text{CO}_2$ выражается следующим уравнением:

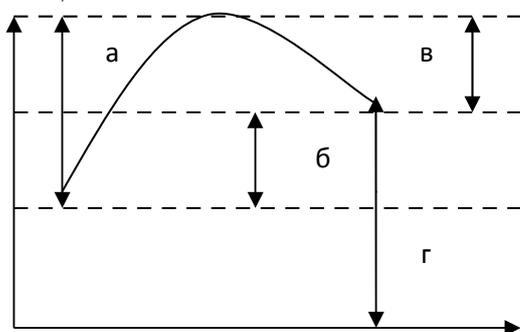
- 1) $k = \frac{[\text{FeO}][\text{CO}]}{[\text{FeO}][\text{CO}_2]};$
- 2) $k = \frac{[\text{CO}]}{[\text{CO}_2]};$
- 3) $k = \frac{[\text{CO}_2]}{[\text{CO}]};$
- 4) $k = \frac{[\text{FeO}][\text{CO}_2]}{[\text{FeO}][\text{CO}]}.$

11. Какое кинетическое уравнение выражает зависимость скорости от концентрации для реакции $2\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{C}$, если порядок по веществу А первый:

- 1) $V = k [\text{B}];$
- 2) $V = k [\text{A}];$
- 3) $V = k [\text{A}][\text{B}];$
- 4) $V = k [\text{A}]^2[\text{B}].$

12. Какой отрезок на диаграмме показывает значение теплового эффекта реакции:

- 1) а;
- 2) б;
- 3) в;
- 4) г.



13. Равновесие реакции $\text{Fe}_3\text{O}_4 + 4\text{CO} \rightleftharpoons 3\text{Fe} + 4\text{CO}_2$, $\Delta H = 43,7 \text{ кДж}$ смещается в сторону образования продуктов реакции:

- 1) при понижении температуры;
- 2) повышении температуры;
- 3) уменьшении давления;
- 4) увеличении давления.

ПРИМЕРНЫЕ ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ВОПРОСЫ К ЭКЗАМЕНУ

1. Молекулярно-кинетическая теория газов. Основное уравнение молекулярно-кинетической теории. Распределение молекул по скоростям и энергиям.

2. Уравнение состояния идеального газа. Газовые законы. Парциальное давление газов. Закон Дальтона.

3. Реальные газы. Уравнение Ван-дер-Ваальса. Критическое состояние и конденсация газов.

4. Предмет и задачи термодинамики. Термодинамический метод. Первое начало термодинамики. Обмен энергией в форме теплоты и работы. Внутренняя энергия и энтальпия.

5. Теплоемкость. Мольная теплоемкость идеального газа. Число степеней свободы.

6. Тепловой эффект химической реакции при изохорных и изобарных условиях. Закон Гесса и следствия из него. Термохимические уравнения. Энтальпии образования, сгорания, фазовых переходов, растворения, нейтрализации.

7. Зависимость теплового эффекта химической реакции от температуры. Закон Кирхгофа.

8. Цикл Карно и максимальный коэффициент полезного действия.

9. Второе начало термодинамики. Предсказание возможности и направления термодинамического процесса.
10. Энтропия и вероятность. Статистическая интерпретация энтропии. Изменение энтропии в обратимых и необратимых процессах.
11. Термодинамические потенциалы. Физический смысл потенциалов. Условия самопроизвольного протекания процессов и достижения равновесия в изолированной, закрытой и открытой системах.
12. Уравнение изотермы Вант Гоффа. Константа равновесия. Смещение химического равновесия. Уравнение изобары химической реакции.
13. Условия равновесия между фазами. Правило фаз. Диаграмма состояния чистого вещества.
14. Значение химической кинетики для описания протекания процессов. Простые и сложные реакции. Механизм реакции. Скорость реакции. Константа скорости. Экспериментальное определение скоростей.
15. Кинетика необратимых гомогенных процессов. Реакции нулевого, первого и второго порядков и их кинетические уравнения.
16. Сложные реакции. Особенности кинетики последовательных и параллельных реакций. Сопряженные реакции.
17. Цепные реакции. Особенности кинетики цепных реакций. Свободные радикалы. Разветвленные и неразветвленные цепные процессы.
18. Молекулярность и порядок реакций. Парциальный и общий кинетический порядок. Экспериментальное определение порядков реакций.
19. Зависимость скорости химической реакции от температуры. Энергия активации. Уравнение Аррениуса и его анализ. Экспериментальное определение энергии активации.
20. Теория молекулярных столкновений и ее применение к бимолекулярным реакциям.
21. Теория переходного состояния (активированного комплекса). Энтальпия и энтропия активации.
22. Особенности кинетики гетерогенных реакций. Гомогенный и гетерогенный катализ. Теории катализа. Ферментативный катализ и его особенности.
23. Общая характеристика растворов. Растворы неэлектролитов. Межмолекулярные взаимодействия в растворах. Способы выражения состава раствора.
24. Идеальные растворы. Зависимость растворимости газов от давления, природы, температуры. Закон Рауля. Отклонения от закона Рауля и их причины.
25. Диаграмма состояния воды. Коллигативные свойства растворов.
26. Осмос. Осмотическое давление. Значение осмотического давления для биологических систем.
27. Диаграммы состав—давление пара, состав—температура кипения. Законы Коновалова. Азеотропные смеси. Перегонка растворов.
28. Теория электролитической диссоциации. Причины и механизм диссоциации. Достоинства и недостатки теории. Изотонический коэффициент.
29. Ион-дипольное взаимодействие. Гидратация ионов. Оценка энергии гидратации и методы ее теоретического расчета.

30. Буферные растворы. Их значение, свойства, применение, получение. Определение рН буферных растворов.

31. Растворы сильных электролитов. Ион-ионное взаимодействие. Основные положения теории Гюккеля и Дебайя. Активность и коэффициент активности. Ионная сила растворов.

32. Электропроводность растворов. Зависимость электропроводности от разведения. Подвижность ионов. Аномальная подвижность иона водорода. Кондуктометрия.

33. Скачки потенциалов на границе фаз. Равновесные электродные потенциалы. Водородная шкала электродных потенциалов. Стандартные электродные потенциалы. Электрохимический ряд напряжений металлов и его анализ.

34. Общая характеристика электрохимических процессов. Термодинамические соотношения между ЭДС и химической энергией. Уравнение Нернста. Работа гальванического элемента.

35. Электролиз. Законы электролиза. Особенности электролиза водных растворов и расплавов электролитов. Значение электролиза.

36. Электроды первого и второго рода.

37. Газовые электроды. Водородный, кислородный электрод.

38. Ионоселективные электроды.

39. Окислительно-восстановительные электроды. Хингидронный электрод.

40. Классификация электрохимических цепей.

41. Компенсационный метод измерения ЭДС гальванического элемента.

42. Ионометрия. Электрохимический метод определения рН. Электроды для рН-метрии. Потенциометрическое титрование.

43. Поляризация электродов при прохождении электрического тока. Перенапряжение перехода. Уравнение Эрдей—Груз—Фольмера. Уравнение Тафеля.

44. Перенапряжение диффузии. Предельный ток. Полярография.

45. Химическая и электрохимическая коррозия металлов. Классификация коррозионных поражений. Коррозия с кислородной и водородной деполяризацией.

46. Пассивность металлов. Теории пассивности. Методы борьбы с коррозией.

47. Поверхностные явления на границе жидкость—газ, жидкость—жидкость. Поверхностное натяжение и способы его определения. Капиллярные явления. Смачивание и растекание. Условия смачивания и растекания.

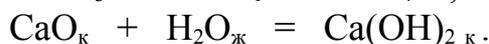
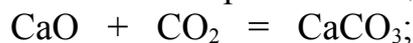
48. Физическая адсорбция, хемосорбция. Адсорбция на поверхности жидкости. Уравнение Гиббса и его анализ.

49. Адсорбция газов на твердых телах. Адсорбенты. Теория мономолекулярной адсорбции Ленгмюра. Уравнение изотермы Ленгмюра. Уравнение Фрейндлиха.

50. Избирательная адсорбция и ее биологическое значение. Обменная адсорбция. Хроматография. Полимолекулярная адсорбция. Теория Брунауэра—Эммета—Тейлора (БЭТ).

ПРИМЕРНЫЕ ПРАКТИЧЕСКИЕ ВОПРОСЫ К ЭКЗАМЕНУ

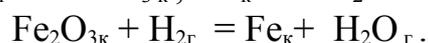
1. Предскажите знак изменения энтропии в следующих реакциях:



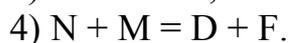
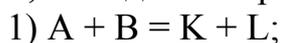
2. Реакция $2\text{NO}_g + \text{O}_{2g} = 2\text{NO}_{2g}$ третьего порядка. Напишите уравнение скорости реакции и предскажите, как изменится скорость реакции при увеличении общего давления в 3 раза.

3. У какого из веществ: этана, этилена или ацетилена при одинаковых T и P и одинаковых агрегатных состояниях больше энтропия?

4. Напишите выражения константы равновесия в следующих системах:



5. Предположим, что реакция $3A + 2B = D + F$ проходит через следующие стадии, и стадия 1 определяет скорость в целом:

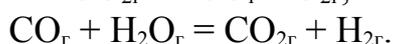


Напишите уравнение зависимости скорости реакции от концентрации веществ A и B .

6. В растворы гидроксида аммония и гидроксида калия добавлено некоторое количество кристаллического хлорида аммония. Как изменится концентрация ионов водорода и pH -растворов?

7. Выразите изменение изобарно-изотермического потенциала реакции:

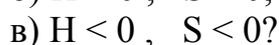
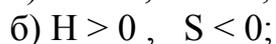
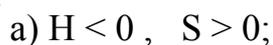
$2\text{H}_{2g} + \text{O}_{2g} = 2\text{H}_2\text{O}_g$ через изменение изобарно-изотермических потенциалов следующих реакций:



8. Чем объяснить различный тепловой эффект нейтрализации гидроксидов натрия и аммония соляной кислотой?

9. Какие процессы протекают на электродах при прохождении электрического тока через расплав и раствор гидроксида натрия?

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



11. Кинетическое уравнение реакции в растворе $\text{BrO}_3^- + 5\text{Br}^- + 6\text{H}^+ = 3\text{Br}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$ имеет вид: $V = K C_{\text{BrO}_3} \cdot C_{\text{Br}^-} \cdot C_{\text{H}^+}$. Как изменится скорость реакции при изменении pH на единицу.

12. При изучении кинетики реакции $A + B + 2D = F$ было установлено, что скорость реакции при увеличении концентрации A в 2 раза возрастает в 4 раза, не зависит от концентрации B и возрастает в 3 раза при увеличении концентрации D в 3 раза. Записать кинетическое уравнение и определить порядок реакции.

13. Какие вещества получаются на электродах при пропускании электрического тока через раствор серной кислоты?

14. Объясните, почему ион лития в водном растворе наименее подвижен, хотя он наименьший среди ионов щелочных металлов.

15. Имеется две системы. Одна состоит из 6 молекул, другая из $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул. Рассмотрите применимость к этим системам законов термодинамики.

16. Какие процессы протекают на электродах при прохождении тока через раствор хлорида меди? Рассмотреть процессы на инертном и растворимом анодах.

17. Будет ли хлорид железа(III) окислять иодид калия? Почему?

18. Как повлияет повышение температуры на направление процесса



60,8 130,7 27,2 189?

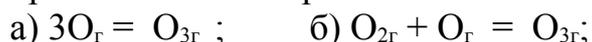
19. Какие окислители можно использовать для превращения Fe^{2+} в Fe^{3+} и почему? Окислители: Cl_2 , Br_2 , I_2 .

20. Даны электроды: Ag/AgNO_3 ($a = 0,1$) и Ag/AgNO_3 ($a = 0,01$). Составить схему гальванического элемента.

21. Записать схему гальванического элемента и уравнения электродных реакций для следующих электродов: Zn/Zn^{2+} и Cu/Cu^{2+} .

22. Как надо изменить давление, чтобы скорость реакции $\text{CO}_g + \text{H}_2\text{O}_g = \text{CO}_{2g} + \text{H}_{2g}$ увеличить в 36 раз?

23. Укажите, энтальпия какой реакции будет отвечать стандартной энтальпии образования газообразного озона:



24. Реакция $\text{C}_2\text{H}_4\text{Br}_2 + 3\text{KI} = \text{C}_2\text{H}_4\text{I}_2 + 2\text{KBr} + 2\text{KI}$ ускоряется в 3 раза при увеличении концентрации $\text{C}_2\text{H}_4\text{Br}_2$ в 3 раза и в 4 раза при увеличении концентрации KI в 4 раза. Напишите кинетическое уравнение скорости реакции и определите порядок реакции.

25. В системе $A + B = C$ равновесные концентрации $A = 0,6$ моль, $B = 1,2$ моль, $C = 2,16$ моль. Найти K_p , K_c и исходные концентрации веществ A и B .

СПИСОК РЕКОМЕНДУЕМОЙ ЛИТЕРАТУРЫ

Основная

1. Антропов, Л.И. Теоретическая электрохимия [Текст] / Л.И. Антропов. — М. : Высшая школа, 1984. — 519 с.
2. Балезин, С.А. Основы физической и коллоидной химии [Текст] / С.А. Балезин. — М. : Просвещение, 1975. — 398 с.
3. Балезин, С.А. Практикум по физической и коллоидной химии [Текст] / С.А. Балезин. — М. : Просвещение, 1980. — 271 с.
4. Голиков, Т.А. Руководство по физической химии [Текст] / Т.А. Голиков. — М. : Высшая школа, 1988. — 383 с.
5. Горшков, В.И. Основы физической химии [Текст] / В.И. Горшков, И.А. Кузнецов. — М. : Бином, 2006. — 407с.
6. Добычин, Д.П. Физическая и коллоидная химия [Текст] / Д.П. Добычин [и др.]. — М. : Просвещение, 1986. — 463 с.
7. Евстратова, К.И. Физическая и коллоидная химия [Текст] / К.И. Евстратова, Н.А. Купина, Е.Е. Малахова. — М. : Высшая школа, 1990. — 487 с.
8. Ипполитов, Е.Г. Физическая химия [Текст] / Е.Г. Ипполитов, А.В. Артемьев, В.В. Батраков. — М. : Academia, 2005. — 448 с.
9. Климов, И.И. Сборник вопросов и задач по физической и коллоидной химии [Текст] / И.И. Климов, А.И. Филько. — М. : Просвещение, 1975. — 190 с.
10. Стромберг, А.Г. Физическая химия [Текст] / А.Г. Стромберг, Д.П. Семченко. — М. : Высшая школа, 1988. — 496 с.
11. Физическая химия [Текст] / под ред. К.С. Краснова. — М. : Высшая школа, 1995. — Т. 1—2. — 512 с. и 319 с.
12. Физическая химия. Теоретическое и практическое руководство [Текст] : учеб. пособие для вузов / под ред. Б.П. Никольского. — Л. : Химия, 1987. — 880 с.
13. Хмельницкий, Р.А. Физическая и коллоидная химия [Текст] / Р.А. Хмельницкий. — М. : Высшая школа, 1988. — 400 с.
14. Чанг, Р. Физическая химия с приложениями к биологическим системам [Текст] / Р. Чанг. — М. : Мир, 1980. — 246 с.

Дополнительная

1. Бажин, Н.М. Термодинамика для химиков [Текст] : учеб. для вузов / Н.М. Бажин, В.А. Иванченко, В.Н. Пармон. — М. : Химия, 2001. — 408 с.
2. Белик, В.В. Физическая и коллоидная химия [Текст] / В.В. Белик, К.И. Киенская. — М. : Академия, 2008. — 288 с.
3. Бронов, Ю.Т. Физическая химия [Текст] / Ю.Т. Бронов, В.В. Белик. — М. : Химия, 1993. — 164 с.
4. Гольфман, М.И. Практикум по физической химии [Текст] / М.И. Гольфман. — СПб. ; М. ; Краснодар : Лань, 2004. — 256 с.
5. Дамаскин, Б.Б. Введение в электрохимическую кинетику [Текст] / Б.Б. Дамаскин, О.А. Петрий. — М. : Высшая школа, 1983. — 400 с.

6. Дамаскин, Б.Б. Основы теоретической электрохимии [Текст] / Б.Б. Дамаскин, О.А. Петрий. — М. : Высшая школа, 1978. — 239 с.
7. Даниэльс, Ф. Физическая химия [Текст] / Ф. Даниэльс, Р. Ольберти. — М. : Мир, 1978. — 646 с.
8. Киселева, Е.В. Сборник примеров и задач по физической химии [Текст] / Е.В. Киселева, Г.С. Каретников, И.В. Кудряшов. — М. : Высшая школа, 1983. — 456 с.
9. Кнорре, Д.Г. Физическая химия [Текст] / Д.Г. Кнорре, Л.Ф. Крылова, В.С. Музыкантов. — М. : Высшая школа, 1990. — 416 с.
10. Ленский, А.С. Введение в бионеорганическую и биофизическую химию [Текст] / А.С. Ленский. — М. : Высшая школа, 1989. — 256 с.
11. Михайлов, В.А. Химические равновесия [Текст] / В.А. Михайлов [и др.]. — М. : Бинوم, 2008. — 197 с.
12. Полторац, О.М. Лекции по химической термодинамике [Текст] / О.М. Полторац. — М. : Высшая школа, 1971. — 256 с.
13. Полторац, О.М. Термодинамика в физической химии [Текст] / О.М. Полторац. — М. : Высшая школа, 1991. — 319 с.
14. Сокольский, Д.В. Введение в теорию гетерогенного катализа [Текст] / Д.В. Сокольский, В.А. Друзь. — М. : Высшая школа, 1981. — 215 с.
15. Фен, Д. Машины, энергия, энтропия [Текст] / Д. Фен. — М. : Мир, 1986. — 336 с.
16. Физическая химия в вопросах и ответах [Текст] / под ред. К.В. Топчиевой, Н.В. Федорович. — М. : МГУ, 1981. — 264 с.
17. Эмануэль, Н.М. Курс химической кинетики [Текст] / Н.М. Эмануэль, Г.Д. Кнорре. — М. : Высшая школа, 1984. — 463 с.
18. Эткинс, П. Порядок и беспорядок в природе [Текст] / П. Эткинс. — М. : Мир, 1987. — 224 с.
19. Эткинс, П. Физическая химия [Текст] / П. Эткинс. — М. : Мир, 1980. — Т. 1—2. — 580 с. и 584 с.

Для заметок

Для заметок

Учебно-методическое издание

ФИЗИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Программа дисциплины
и учебно-методические рекомендации

Составители

Козлов Александр Николаевич

Ускова Надежда Петровна

Редактор *Н.В. Смурова*

Технический редактор *С.П. Новикова*

Подписано в печать 27.02.10. Поз. № 003. Бумага офсетная. Формат 60x84¹/₁₆.

Гарнитура Times New Roman. Печать трафаретная.

Усл. печ. л. 3,49. Уч.-изд. л. 2,8. Тираж 70 экз. Заказ №

Государственное образовательное учреждение высшего профессионального образования

«Рязанский государственный университет имени С.А. Есенина»

390000, г. Рязань, ул. Свободы, 46

Редакционно-издательский центр РГУ имени С.А. Есенина

390023, г. Рязань, ул. Урицкого, 22