

Министерство общего и профессионального образования
Российской Федерации
Ростовский государственный университет
Кафедра физической и коллоидной химии

В. А. Четверикова, С. И. Левченков

ПРОГРАММА
лабораторного практикума
по курсу "ФИЗИЧЕСКАЯ ХИМИЯ"
для студентов дневного и вечернего отделений
химического факультета РГУ

Ростов-на-Дону

2004

ВВЕДЕНИЕ

Лабораторный практикум по физической химии должен способствовать прочному усвоению студентами основных разделов курса. Кроме того, в процессе прохождения практикума студенты совершенствуют навыки пользования аппаратурой и приборами, обработки результатов физико-химического эксперимента с помощью аналитических и графических методов, оформления экспериментальных данных в виде наглядных цифровых и графических материалов.

Прежде чем приступить к выполнению работы, студент должен изучить соответствующий раздел теоретического курса, ознакомиться с устройством и назначением используемого в работе оборудования, уяснить цель и задачи работы и методику эксперимента. Перед началом работы преподаватель проверяет готовность студента к практикуму, проводя собеседование (коллоквиум) и принимает решение о возможности допуска студента к эксперименту. Настоящая программа содержит планы коллоквиумов и задания к тринадцати лабораторным работам, выполняемым студентами дневного и вечернего отделений химического факультета РГУ в практикуме по курсу "Физическая химия".

Выполнив работу, учащиеся оформляют в рабочем журнале отчет о работе и предъявляют его преподавателю. Отчет должен содержать следующие элементы:

1. Название и цель работы; краткое изложение основных теоретических положений, на которых базируется данная работа.
2. Краткое описание порядка выполнения работы.
3. Результаты эксперимента в виде таблиц, куда заносятся все экспериментальные данные и результаты расчетов.
4. В случае необходимости графической интерпретации полученных результатов к отчету прилагаются графики, выполненные на миллиметровой бумаге в оптимальном масштабе.
5. Вывод по работе, соответствующий полученным результатам; если обнаружены отклонения от теоретических закономерностей, указывается их предполагаемая причина.

При выполнении лабораторных работ студенты обязаны строго соблюдать нижеизложенные правила техники безопасности. Студенты, не соблюдающие правил техники безопасности, могут быть отстранены от выполнения лабораторных работ.

РЕКОМЕНДУЕМАЯ ЛИТЕРАТУРА

В качестве практических руководств к лабораторным работам рекомендуется использовать одно из следующих учебных пособий:

1. Практические работы по физической химии. // Под ред. К.П.Мищенко, А.А.Равделя, А.М.Пономаревой. Л.: Химия, 1982.
2. Практикум по физической химии. // Под ред. Н.К.Воробьева, В.В.Буданова. М.: Химия, 1986.
3. Практикум по физической химии. // Под ред. С.В.Горбачева. М.: Высшая школа, 1974.

Помимо указанных учебных пособий рекомендуется использовать также имеющиеся в лабораториях методические указания к практическим работам.

При подготовке к коллоквиуму по каждому разделу курса следует пользоваться указанными ниже учебниками:

4. Герасимов Я.И. и др. Курс физической химии. - М.: Химия, 1969. Т. 1-2.
5. Еремин Е.Н. Основы химической термодинамики. - М.: Высшая школа, 1978.
6. Еремин Е.Н. Основы химической кинетики. - М.: Высшая школа, 1976.
7. Киреев В.А. Курс физической химии. - М.: Химия, 1975.
8. Эткинс П. Физическая химия. - М.: Мир, 1980. Т. 1-2.

ПРАВИЛА ТЕХНИКИ БЕЗОПАСНОСТИ ПРИ РАБОТЕ В ЛАБОРАТОРИИ

1. Общие положения

Работа в лаборатории должна производиться только в халатах; запрещается работать в верхней одежде и головных уборах.

Студенты обязаны соблюдать в лаборатории чистоту и порядок; во время работы следует поддерживать тишину. Прием пищи в лаборатории запрещается.

В случае какого бы то ни было происшествия необходимо немедленно сообщить об этом преподавателю и лаборанту.

2. Перед началом лабораторной работы

Получив от преподавателя разрешение на выполнение работы, студент должен обратиться к дежурному лаборанту и получить от него инструктаж по правилам работы на используемой установке; после этого с разрешения лаборанта студент может приступить к самостоятельной работе. *Без разрешения*

преподавателя и лаборанта работать на приборах и установках категорически запрещается.

3. При выполнении работы

Работа со всякого рода летучими веществами должна производиться только в вытяжном шкафу. Особую осторожность следует соблюдать при работе с легковоспламеняющимися жидкостями (диэтиловый эфир, спирт, ацетон, углеводороды и т.д.). Работу с последними следует вести вдали от открытого пламени и электронагревательных приборов. При перегонке легковоспламеняющихся жидкостей необходимо использовать водяной холодильник и тщательно собирать прибор во избежание утечек жидкости через соединения; во время перегонки следует одевать защитные очки. Выливать органические растворители следует только в склянки, предназначенные для их слива.

Работа с концентрированными кислотами и щелочами разрешается только под тягой; там же в специально отведенные склянки следует выливать использованные реактивы. При разбавлении концентрированных растворов кислот и щелочей, а также взвешивании и растирании твердых щелочей и других едких веществ необходимо надевать защитные очки и резиновые перчатки.

Необходимо соблюдать осторожность при работе со всякого рода электроприборами и электрооборудованием; при обнаружении неисправности следует прекратить работу, отключить прибор от сети и обратиться к преподавателю или лаборанту.

4. По окончании работы

По окончании работы студенты обязаны: выключить электроприборы, вымыть использованную посуду, закрыть водопроводные краны, убрать свое рабочее место, сдать лаборанту используемую посуду и реактивы и получить разрешение преподавателя покинуть лабораторию.

5. Оказание первой доврачебной помощи

При небольших термических ожогах следует смазать обожженное место глицерином или спиртом; при более значительных ожогах обожженное место следует смазать мазью от ожогов или концентрированным раствором перманганата калия и наложить повязку.

При попадании на кожу кислоты необходимо немедленно смыть кислоту большим количеством воды, затем промыть пострадавшее место 3%-ным раствором

соды и смазать мазью от ожогов. При ожогах щелочью обожженное место следует промыть водой и затем раствором борной кислоты.

При попадании кислоты или щелочи в глаз необходимо промыть его водой, затем раствором соды или борной кислоты соответственно и внести в глаз каплю касторового масла.

В более тяжелых случаях следует вызвать скорую помощь.

ОЦЕНКА ТОЧНОСТИ ИЗМЕРЕНИЯ ФИЗИКО-ХИМИЧЕСКИХ ВЕЛИЧИН

При измерении любой физической величины принципиально невозможно определить ее истинное значение; результат измерения всегда является приближенной величиной, т.е. всегда имеет место некоторая разность между измеренным и истинным значениями – погрешность (ошибка) измерения.

Систематические погрешности вызываются несовершенством конструкции, ограниченной чувствительностью или дефектом измерительного прибора (т.н. приборная погрешность), недостатками применяемой методики измерений и т.д. Величина систематической ошибки в серии повторных измерений остается постоянной. Систематические ошибки эксперимента путем тщательного анализа их причин могут быть учтены и, следовательно, устранены.

Случайные погрешности могут быть вызваны многими не поддающимися учету факторами (поскольку невозможно обеспечить постоянство всех внешних условий при выполнении измерений); при повторных измерениях величина случайной ошибки колеблется. Вклад случайных погрешностей возрастает с увеличением чувствительности измерительных приборов. Полностью избавиться от случайных ошибок невозможно, но их можно уменьшить путем многократного повторения измерений. При этом влияние факторов, приводящих к завышению и занижению результатов измерений, может частично компенсироваться. Точность измерения некоторой величины можно определить, произведя расчет случайной погрешности на основе теории вероятностей; однако в силу своей громоздкости данный расчет неудобен для применения в практических целях. Ниже будут рассмотрены наиболее простые способы ориентировочной оценки точности измерений.

1. Обработка результатов прямых измерений

При прямом измерении некоторой физической величины **A** выполняются следующие действия:

1) Производят измерение данной физической величины n раз.

2) В качестве результата измерения физической величины принимают среднее арифметическое $A_{\text{ср}}$ из n измерений:

$$A_{\text{ср}} = \frac{1}{n} \sum A_i$$

3) Находят среднюю абсолютную погрешность серии измерений $\Delta A_{\text{ср}}$:

$$\Delta A_{\text{ср}} = \frac{1}{n} \sum |A_{\text{ср}} - A_i| = \frac{1}{n} \sum \Delta A_i$$

4) Результат измерения физической величины представляют в виде

$$A = A_{\text{ср}} \pm \Delta A,$$

причем в качестве ΔA принимают обычно наибольшую из средней абсолютной и приборной погрешностей (приборную погрешность при этом принимают равной не менее чем половине цены наименьшего деления шкалы прибора). Абсолютная погрешность результата округляется до двух значащих цифр, если первая из них 1 или 2, и до одной значащей цифры во всех остальных случаях. Среднее значение измеряемой величины округляется до разряда, оставшегося в абсолютной погрешности после округления.

5) Подсчитывают относительную погрешность определения δA :

$$\delta A = \frac{\Delta A}{A_{\text{ср}}}$$

2. Обработка результатов косвенных измерений

Часто значение физической величины A не измеряется непосредственно, а рассчитывается как функция других приближенных величин (экспериментально измеренных), каждая из которых имеет свою абсолютную погрешность:

$$A = F(A_1, A_2, \dots, A_k)$$

Определение величины A в таком случае называют косвенным измерением. Результат для косвенно измеряемой величины A получают по следующей схеме:

1) Среднее значение $A_{\text{ср}}$ подсчитывают по средним значениям величин, от которых зависит величина A :

$$A = F(A_{\text{ср},1}, A_{\text{ср},2}, \dots, A_{\text{ср},k})$$

Если для расчета величины A наряду с экспериментально измеренными используются табличные значения физических величин, то последние берут с такой

точностью, чтобы их относительные погрешности были меньше относительных погрешностей остальных величин.

2) По виду функциональной зависимости величины A от непосредственно измеренных величин рассчитывают относительную δA и абсолютную ΔA погрешности косвенно определяемой величины. При этом погрешность результата определяется погрешностями исходных данных. Формулы для расчета погрешностей косвенно измеряемой величины A из величин погрешностей результатов непосредственных измерений для наиболее простых и часто встречающихся функциональных зависимостей приведены в таблице 1.

3) Окончательный результат определения величины A представляют в следующем виде:

$$A = A_{\text{ср}} \pm \Delta A,$$

Указанным выше способом может быть оценена предельная погрешность измерения, т.е. величина, заведомо превышающая величину реальной погрешности. При вычислении предельной погрешности предполагается, что ошибки измерения различных величин суммируются наиболее неблагоприятным образом, т.е. взаимно усиливают друг друга; на практике иногда может иметь место частичная взаимная компенсация погрешностей.

Таблица 1

Функциональная зависимость	Относительная погрешность δA	Абсолютная погрешность ΔA
$A = A_1 + A_2$	$\frac{\Delta A_1 + \Delta A_2}{A_1 + A_2}$	$\Delta A_1 + \Delta A_2$
$A = A_1 - A_2$	$\frac{\Delta A_1 + \Delta A_2}{A_1 - A_2}$	$\Delta A_1 + \Delta A_2$
$A = A_1 \cdot A_2$	$\frac{\Delta A_1}{A_1} + \frac{\Delta A_2}{A_2}$	$A_2 \Delta A_1 + A_1 \Delta A_2$
$A = \frac{A_1}{A_2}$	$\frac{\Delta A_1}{A_1} + \frac{\Delta A_2}{A_2}$	$\frac{\Delta A_1}{A_2} + \frac{A_1 \Delta A_2}{A_2^2}$
$A = A_1^n$	$n \frac{\Delta A_1}{A_1}$	$n A_1^{n-1} \Delta A_1$
$A = \ln A_1$	$\frac{1}{ \ln A_1 } \frac{\Delta A_1}{A_1}$	$\frac{\Delta A_1}{A_1}$

3. Вычисления без точного учета погрешностей

При массовых вычислениях часто не учитывают погрешность каждого отдельного результата и судят о погрешности приближенного значения величины (числа), указывая количество верных значащих цифр в этом числе. Если число **A** имеет **n** верных значащих цифр, то его относительная погрешность определяется следующим неравенством:

$$dA \leq (z \cdot 10^{n-1})^{-1}$$

где **z** - первая значащая цифра числа **A**. У числа **A** с относительной погрешностью δA верны **n** значащих цифр, где **n** – наибольшее число, удовлетворяющее следующему неравенству:

$$(1+z) \cdot \delta A \leq 10^{n-1}$$

Производя различные математические действия с приближенными числами, пользуются следующими правилами подсчета цифр. При соблюдении этих правил можно считать, что в среднем полученные результаты будут иметь все знаки верными, хотя иногда возможна ошибка в несколько единиц последнего знака.

1) При сложении и вычитании приближенных чисел в результате следует сохранять столько десятичных знаков, сколько их в приближенном данном с наименьшим числом десятичных знаков.

2) При умножении и делении в результате следует сохранять столько значащих цифр, сколько их имеет приближенное данное с наименьшим числом значащих цифр.

3) При возведении в степень в результате следует сохранять столько значащих цифр, сколько их имеет возводимое в степень приближенное число.

4) Во всех промежуточных результатах следует сохранять на одну цифру больше, чем рекомендуют предыдущие правила; в окончательном результате эта "запасная цифра" отбрасывается.

5) Если некоторые данные имеют больше десятичных знаков или значащих цифр, чем другие, их предварительно следует округлить, сохраняя только одну лишнюю цифру.

6) Если некоторые данные (обычно табличные) можно брать с произвольной точностью, то для получения результата с **n** цифрами эти данные следует брать с **n+1** цифрами.

Если приближенное число содержит лишние (или неверные) знаки, его следует округлить. При округлении сохраняются только верные знаки; лишние знаки

отбрасываются, причем если первая отбрасываемая цифра больше 4, то последняя сохраняемая цифра увеличивается на единицу. Если отбрасываемая часть состоит только из одной цифры 5, то округление выполняется так, чтобы последняя цифра оставалась четной. При округлении возникает дополнительная погрешность, не превышающая половины единицы разряда последней значащей цифры округленного числа. Поэтому, чтобы после округления все знаки были верны, погрешность до округления не должна превышать половины единицы того разряда, до которого предполагается делать округление.

ПРАВИЛА СОСТАВЛЕНИЯ ТАБЛИЦ И ПОСТРОЕНИЯ ГРАФИКОВ

Результаты всякого эксперимента, в т.ч. и лабораторной работы, должны быть зарегистрированы в лабораторном журнале; при этом необходимо стремиться к сочетанию краткости записей с их исчерпывающей полнотой. Результаты измерений и расчетов целесообразно представлять в виде таблиц и графиков.

Таблица обязательно должна иметь название. Экспериментальные данные последовательно заносятся в соответствующие столбцы таблицы; в верхней части столбца обязательно указывается наименование и единица измерения приведенной величины. При занесении в таблицу численных величин вида $y = x \cdot 10^n$ в строках таблицы проставляется только величина x , а обозначение физической величины записывается в верхней части столбца как $y = x \cdot 10^{-n}$ (аналогичным образом подобные величины наносят и на оси координат графиков). Каждое число в таблице должно содержать не больше и не меньше значащих цифр, чем позволяет точность экспериментальных данных.

Графическое изображение результатов эксперимента и расчетов позволяет более наглядно представить характер изменения изучаемой величины - наличие экстремумов, точек перегиба, предельных значений, периодичность и т.д.; с помощью графиков можно производить дифференцирование и интегрирование, даже не зная аналитического выражения графически представленной зависимости. При построении графиков следует руководствоваться следующими правилами.

График строится только на миллиметровой бумаге. Значение независимой переменной (аргумента) откладывают по оси абсцисс, значение функции - по оси ординат графика. У осей координат графика обязательно должно иметься обозначение - название и единица измерения откладываемой по данной оси величины. Следует стремиться к тому, чтобы график зависимости располагался в

первой четверти декартовой системы координат; если величины функции Y или (y) аргумента X отрицательны, оси координат при необходимости обозначают как $-Y$ или $-X$. Наносимые на график экспериментальные точки должны быть хорошо заметны.

Большое значение при построении графиков имеет выбор масштаба; для удобства отсчета масштаб необходимо выбирать так, чтобы 1 см на графике соответствовал следующим значащим цифрам откладываемой на оси величины: 1, 2 или 5; при этом масштаб должен позволять учесть все значащие цифры измеренных величин. При построении графика необходимо стремиться к возможно более полному использованию его площади, поэтому пересечение оси абсцисс и оси ординат может иметь любые координаты (рис.1). С целью подчеркнуть характерные особенности изменения функции (наличие экстремумов, точек перегиба и т.д.) иногда оказывается необходимым относительно увеличить масштаб функции и уменьшить масштаб аргумента.

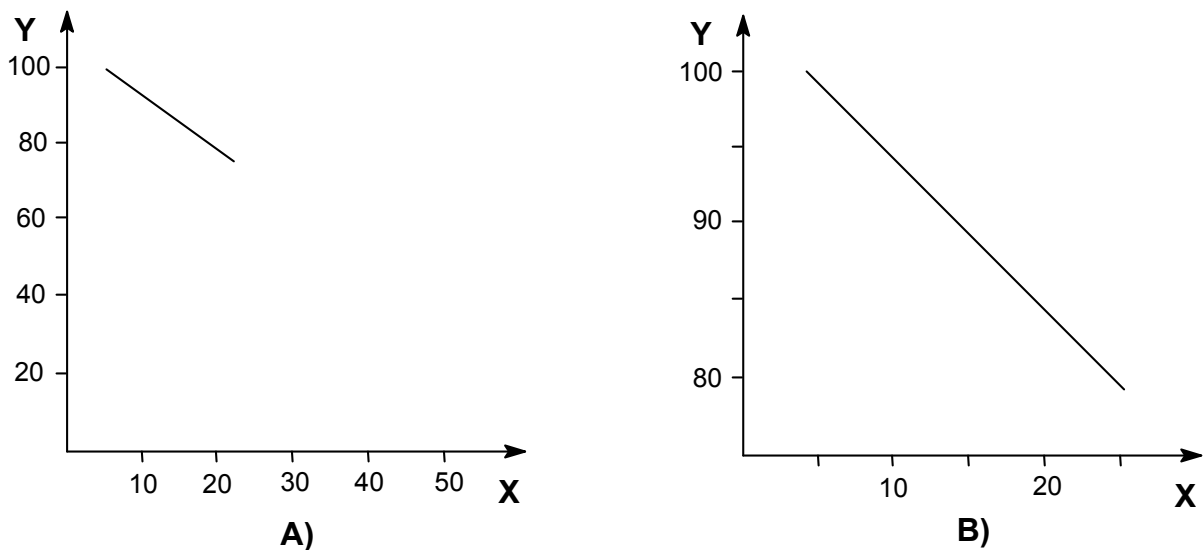


Рис.1. Построение графика: **A** - правильно, **B** - неправильно.

Кривая, выражающая зависимость $y = f(x)$, должна быть плавной, хотя возможны и скачки, отвечающие нарушению непрерывности функции. В последнем случае необходимо достаточное число экспериментальных точек, подтверждающих наличие скачка. Линия графика зависимости (прямая или кривая) должна проходить настолько близко к экспериментальным точкам, однако не обязательно через каждую из них; число точек по обе стороны линии должно быть приблизительно одинаковым.

По имеющемуся графику зависимости с помощью графической экстраполяции или интерполяции можно найти значения функции и аргумента, которые не определялись экспериментально. Интерполяцией называют определение значения функции, находящегося между ее измеренными значениями; экстраполяцией называют определение значения функции, отвечающего некоторому значению аргумента, лежащему вне пределов экспериментальных данных. При выполнении графической экстраполяции предполагается, что за пределами исследованного интервала функциональная зависимость имеет такой же вид, как и внутри его. Точность экстраполяции, особенно при значительном ее интервале, обычно невелика.

ЛАБОРАТОРНЫЕ РАБОТЫ

ТЕМА 1. ПЕРВОЕ НАЧАЛО ТЕРМОДИНАМИКИ. ТЕРМОХИМИЯ

Вопросы для коллоквиума.

Эквивалентность теплоты и работы. Первый закон термодинамики - формулировки и аналитическое выражение. Внутренняя энергия системы. Внутренняя энергия как функция состояния. Работа расширения идеального газа в основных термодинамических процессах. Энтальпия. Термохимия. Закон Гесса и его следствия. Тепловые эффекты химических процессов. Теплоты образования и сгорания веществ. Теплота растворения. Факторы, определяющие тепловой эффект при растворении вещества. Виды теплот растворения: интегральная, первая, полная, последняя, промежуточная. Зависимость теплового эффекта химической реакции от температуры (закон Кирхгоффа). Теплоемкость.

Принцип калориметрических измерений. Устройство калориметра. Определение постоянной калориметра по стандартному веществу. Методика определения теплот растворения, гидратообразования и нейтрализации.

Работа 1. Калориметрическое определение удельной теплоты растворения соли.

Задания к работе:

1. Изучить зависимость температуры от времени в ходе калориметрических процессов. Построить графики зависимостей, графически определить изменение температуры.

2. Определить постоянную калориметра (теплоемкость калориметрической системы).
3. Определить удельную теплоту растворения неизвестной соли.
4. Рассчитать удельную теплоту гидратообразования по теплотам растворения безводной соли и кристаллогидрата.
5. Рассчитать относительную ошибку определения, используя табличные значения определяемых величин; вычислить предельную погрешность метода и сравнить полученные величины.

Литература: [1]: С.23-28, 44-58; [2]: С.114-125; [3]: С.139-142.

Работа 2. Калориметрическое определение молярной теплоты нейтрализации.

Задания к работе:

1. Изучить зависимость температуры от времени в ходе калориметрических процессов. Построить графики зависимостей, графически определить изменение температуры.
2. Произвести сравнение (компарирование) термометров в необходимом интервале температур; построить график зависимости показаний термометров от времени в ходе компарирования. В случае необходимости исправить показания термометра, используемого для измерения температуры раствора щелочи.
3. Рассчитать молярную теплоту нейтрализации.
4. Рассчитать относительную ошибку определения и предельную погрешность метода; сравнить полученные величины.

Литература: [1]: С.23-28, 44-58; [2]: С.114-125; [3]: С.129-135, 139-142.

ТЕМА 2. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

Вопросы для коллоквиума.

Химическое равновесие. Признаки и условия равновесия. Закон действующих масс. Константа равновесия и способы ее выражения. Применение закона действующих масс к гетерогенным системам. Химический потенциал. Максимальная работа (изменение изохорно-изотермического потенциала) и максимальная полезная работа (изменение изобарно-изотермического потенциала) равновесной изотермической химической реакции. Уравнение изотермы химической реакции.

Стандартные изобарный и изохорный потенциалы химической реакции: их физический смысл и связь с константами равновесия. Смещение равновесия при изменении концентрации реагентов и давления. Зависимость константы равновесия от температуры. Уравнения изобары и изохоры Вант-Гоффа. Принцип Ле Шателье, его термодинамическое обоснование.

Работа 3. Изучение равновесия гомогенной химической реакции в растворе.

Задания к работе:

1. Изучить изменение концентрации йода во времени в ходе обратимой реакции восстановления железа(III) йодидом калия в двух растворах с различными начальными концентрациями реагентов при двух температурах. По полученным данным построить кинетические кривые реакции.
2. Рассчитать равновесные концентрации исходных веществ и продуктов реакции для каждого случая.
3. Рассчитать величины концентрационных констант равновесия для каждого случая, сравнить полученные значения.
4. На основании температурной зависимости константы равновесия рассчитать тепловой эффект реакции.
5. Вычислить предельную погрешность определения константы равновесия.

Литература: [3]: С.246-252, 256-258.

ТЕМА 3. ТЕРМИЧЕСКИЙ АНАЛИЗ. КРИСТАЛЛИЗАЦИЯ ИЗ РАСПЛАВОВ

Вопросы для коллоквиума.

Равновесие в гетерогенных системах. Условия равновесия. Число термодинамических степеней свободы равновесной гетерогенной системы. Правило фаз Гиббса. Основы физико-химического анализа; диаграммы состав-свойство.

Однокомпонентные системы. Диаграмма состояния воды. Уравнение Клаузиуса - Клапейрона.

Двухкомпонентные системы. Термический анализ; кривые охлаждения. Диаграммы плавкости систем, компоненты которых образуют: а) Эвтектическую

смесь; б) Твердые растворы; в) Конгруэнтно-плавящиеся соединения; г) Инконгруэнтно-плавящиеся соединения. Сингулярные точки.

Работа 4. Градуировка термопары.

Задания к работе:

1. Зарегистрировать кривые охлаждения для трех чистых веществ; по графикам определить величины ЭДС термопары, отвечающую температурам плавления веществ.
2. По полученным данным построить градуировочный график зависимости ЭДС от температуры.
3. Зарегистрировать кривые охлаждения нескольких сплавов (по заданию преподавателя) и, используя полученную градуировочную прямую, определить температуры начала кристаллизации и температуры эвтектики для каждого сплава.

Литература: [1]: С.102-115; [2]: 170-181; [3]: 227-238, 242-243.

Работа 5. Построение диаграммы плавкости двухкомпонентной системы.

Задания к работе:

1. Рассчитать количества компонентов, необходимые для приготовления методом добавок смесей двух легкоплавких органических соединений различного состава (по указанию преподавателя).
2. Зарегистрировать кривые охлаждения расплавов чистых веществ и их смесей.
3. По кривым охлаждения определить температуру начала кристаллизации расплавов и (для смесей) температуру эвтектики.
4. Построить диаграмму плавкости изученной системы; определить состав эвтектической смеси.

Литература: [1]: С.102-115; [2]: 170-181; [3]: 227-238, 242-243.

ТЕМА 4. ГЕТЕРОГЕННОЕ РАВНОВЕСИЕ. ЗАКОН РАСПРЕДЕЛЕНИЯ

Вопросы для коллоквиума.

Растворы: определение понятия и классификация. Взаимная растворимость жидкостей. Кривые расслоения. Распределение третьего компонента между двумя

несмешивающимися жидкостями. Закон распределения. Термодинамический вывод закона распределения. Коэффициент распределения для случаев диссоциации и ассоциации растворенного вещества. Экстракция.

Работа 6. Определения коэффициента распределения вещества между двумя несмешивающимися жидкими фазами.

Задания к работе:

1. Изучить распределение карбоновой кислоты между водой и органическим растворителем при различных исходных концентрациях водных растворов кислоты.
2. Определить равновесные концентрации кислоты в воде и в органическом растворителе для каждого случая.
3. Рассчитать коэффициент распределения в предположении наличия либо отсутствия диссоциации или/и ассоциации кислоты в каждой из фаз. На основании полученных значений коэффициента распределения сделать вывод о наличии либо отсутствии диссоциации и ассоциации молекул кислоты.

Литература: [1]: С.119-125; [3]: С.211-214, 219-222.

ТЕМА 5. ТЕРМОДИНАМИКА РАСТВОРОВ

Вопросы для коллоквиумов.

Коллоквиум 1. Давление насыщенного пара растворителя над раствором. Закон Рауля. Положительные и отрицательные отклонения от закона Рауля. Идеальные и неидеальные растворы. Состав и давление насыщенного пара над бинарным раствором. Диаграммы состояния "раствор-пар". Законы Коновалова и их термодинамическое обоснование. Перегонка двойных жидких смесей. Ректификация. Азеотропные смеси.

Коллоквиум 2. Давление насыщенных паров растворителя над растворами неэлектролитов. Понижение температуры замерзания и повышение температуры кипения растворов нелетучих веществ. Криоскопическая и эбуллиоскопическая постоянные растворителя. Криометрическое определение молекулярной массы растворенного вещества. Растворы электролитов. Изотонический коэффициент Вант-Гоффа, его связь со степенью диссоциации. Криометрическое определение

степени диссоциации электролита. Методика криометрических измерений. Термометр Бекмана.

Работа 7. Изучение равновесия жидкий раствор – пар в бинарных системах.

Задания к работе:

1. Определить на приборе Свентославского температуры кипения двух неограниченно смешивающихся органических растворителей и их смесей различных концентраций (по указанию преподавателя); отобрать пробы конденсата.
2. Определить показатели преломления чистых веществ, исходных растворов и проб конденсата.
3. Построить калибровочный график зависимости показателя преломления от состава раствора и с его помощью определить состав проб конденсата.
4. Построить диаграмму температура кипения - состав жидкости и равновесного пара; сделать вывод о наличии либо отсутствии отклонений от закона Рауля для изученной системы. В случае наличия экстремума на кривой состав - температура кипения определить состав азеотропной смеси.

Литература: [1]: С.87-98; [2]: С.158-164; [3] - С.196-205.

Работа 8. Определение молекулярной массы растворенного вещества криоскопическим методом.

Задания к работе:

1. Настроить термометр Бекмана на используемый температурный интервал.
2. Определить температуру замерзания чистого растворителя и температуру начала кристаллизации раствора неэлектролита.
3. Рассчитать молярную концентрацию раствора и молекулярную массу растворенного вещества.
4. Вычислить относительную ошибку определения молекулярной массы и предельную погрешность метода; сравнить полученные величины.

Литература: [1]: С.75-86; [3]: С.180-184, 187-190.

Работа 9. Определение степени диссоциации электролита криоскопическим методом.

Задания к работе:

1. Настроить термометр Бекмана на используемый температурный интервал.
2. Определить температуру замерзания чистого растворителя и температуру начала кристаллизации раствора электролита.
3. Рассчитать кажущуюся молекулярную массу растворенного вещества, изотонический коэффициент Вант-Гоффа и степень диссоциации электролита.
4. Вычислить относительную ошибку определения и предельную погрешность метода; сравнить полученные величины.

Литература: [1]: С.75-86; [3]: С.180-184, 187-190.

ТЕМА 6. ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА И КАТАЛИЗ

Вопросы для коллоквиумов.

Коллоквиум 1. Скорость химической реакции. Основной постулат химической кинетики. Кинетическое уравнение. Константа скорости химической реакции. Порядок реакции. Односторонние реакции нулевого, первого и второго порядков. Период полупревращения. Методы определения порядка реакции. Молекулярность элементарных реакций. Моно-, би- и тримолекулярные реакции. Сложные реакции. Цепные реакции - неразветвленные и разветвленные.

Коллоквиум 2. Влияние температуры на скорость реакции. Правило Вант-Гоффа. Уравнение Аррениуса, его термодинамический вывод. Энергия активации. Определение энергии активации из экспериментальных данных. Теория активных столкновений. Теория активного комплекса. Поверхность потенциальной энергии. Свойства активного комплекса. Сравнение теорий активных столкновений и активного комплекса. Фотохимические реакции. Закон фотохимической эквивалентности Эйнштейна. Квантовый выход.

Коллоквиум 3. Катализ. Общие принципы катализа (неизменность положения равновесия, избирательность действия). Классификация каталитических процессов. Гомогенный катализ. Механизм и кинетика гомогенно-каталитических реакций. Автокатализ, кислотно-основной катализ. Гетерогенный катализ. Кинетика гетерогенно-каталитических реакций. Кажущаяся энергия активации. Кинетическая и диффузионная области гетерогенного процесса. Понятие об активных центрах.

Теория мультиплетов. Принципы геометрического и энергетического соответствия.
Теория активных ансамблей.

Работа 10. Определение константы скорости гидролиза сахарозы.

Задания к работе:

1. Изучить кинетику реакции гидролиза сахарозы поляриметрическим методом при двух различных концентрациях катализатора (ионов водорода).
2. Определить графическим и аналитическим методами среднюю константу скорости реакции.
3. Сделать вывод о влиянии концентрации катализатора на скорость реакции.

Литература: [1]: С.217-242, 248-253; [3]: С.322-346, 354-360.

Работа 11. Определение константы скорости и энергии активации реакции йодирования ацетона.

Задания к работе:

1. Изучить кинетику реакции йодирования ацетона методом отбора проб при двух температурах.
2. Построить кинетические кривые реакции.
3. Определить графическим и аналитическим методами среднюю константу скорости реакции при каждой температуре.
4. Рассчитать температурный коэффициент константы скорости и энергию активации реакции.

Литература: [1]: С.217-242, 257-260; [2]: 182-192, 198-199; [3]: 322-346, 362-364.

Работа 12. Определение константы скорости и энергии активации реакции гидролиза уксусного ангидрида.

Задания к работе:

1. Изучить кинетику реакции гидролиза ангидрида уксусной кислоты кондуктометрическим методом при трех температурах.
2. Определить графическим и аналитическим методами среднюю константу скорости реакции при каждой температуре.

3. Рассчитать температурный коэффициент константы скорости и энергию активации реакции.
4. Построить график зависимости логарифма константы скорости реакции от обратной температуры и определить энергию активации графическим методом.

Литература: [3]: С.322-246, 368-370.

ТЕМА 7. МОЛЕКУЛЯРНАЯ РЕФРАКЦИЯ И ДИПОЛЬНЫЕ МОМЕНТЫ

Вопросы для коллоквиума.

Полярный и неполярный диэлектрик в электрическом поле. Наведенный и постоянный дипольные моменты молекулы. Поляризация и ее виды. Поляризуемость молекул. Связь поляризации и поляризуемости. Соотношение Максвелла и его ограничения. Уравнения Клаузиуса-Моссоти и Дебая.

Рефракция молекул. Удельная и молекулярная рефракция. Структурная аддитивность рефракции. Инкременты рефракции; экзальтация рефракции. Уравнение Лоренц-Лорентца. Удельная и молекулярная рефракция смесей. Определение рефракции индивидуальных веществ и рефракции компонентов по рефракции смеси.

Постоянные дипольные моменты молекул, их связь со структурой молекул. Векторная аддитивная схема расчета дипольного момента молекулы. Методы определения дипольных моментов.

Работа N 13. Определение молярной рефракции вещества.

Задания к работе:

1. Определить плотность и показатель преломления изучаемых индивидуальных веществ и растворов.
2. Рассчитать молярную рефракцию органического растворителя из полученных экспериментальных данных и сравнить результат с величиной рефракции, рассчитанной по правилу аддитивности из атомных инкрементов.
3. Рассчитать рефракцию растворенного вещества из величин рефракции растворителя и растворов различной концентрации.

Литература: [1]: С.315-323; [2]: С.30-47; [3]: С.82-93, 97-98.