



1 лист методических
указаний, методических
методических указаний

Форма
Ф СО ПГУ 7.18.3/40

Министерство образования и науки Республики Казахстана

Павлодарский государственный университет
им. С.Торайгырова

Кафедра химии и химических технологий

МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ И УКАЗАНИЯ

к изучению дисциплины

Физическая химия

для студентов специальностей 5В072000 – Химическая технология
неорганических веществ, 5В072100 – Химическая технология органических
веществ

Павлодар



УТВЕРЖДАЮ

Проректор по УР

_____ Н.Э. Пфейфер

«___» _____ 201_ г.

Составитель: к.х.н., профессор _____ Парамонов Ф.П.

Кафедра химии и химических технологий

Методические рекомендации и указания

к изучению дисциплины

«Физическая химия»

для студентов специальностей 5В072000 – Химическая технология неорганических веществ, 5В072100 – Химическая технология органических веществ

Рекомендовано на заседании кафедры

«___» _____ 201_ г., протокол № _____

Заведующий кафедрой _____ К.Х. Жапаргазина

Одобрено УМС ФХТиЕ

«___» _____ 201_ г., протокол № _____

Председатель УМС _____ У.Д. Буркитбаева «___» _____ 201_ г.

ОДОБРЕНО ОПиМОУП:

Начальник ОПиМОУП _____ А.А. Варакута «___» _____ 201_ г.

Одобрена учебно-методическим советом университета

«___» _____ 20_ г. Протокол № _____

В курсе «Физическая химия» даются представления о конкретных закономерностях, обеспечивающих условия существования данного состояния в рассматриваемой системе, энергетических затратах на переход системы из одного равновесного состояния в другое, роли внешних и внутренних параметров системы на возможность таких переходов

Целью преподавания дисциплины является ознакомление студентов с возможностью описания поведения химической системы в зависимости от характера изменения параметров воздействия на эту систему

Задачами изучения дисциплины является создание модели химической системы (идеальная система, система Ван-дер Вальса и др.), которая, подчиняясь законом сохранения (энергии, массы, заряда), максимально близко соответствовала бы реально существующим объектам химической технологии.

В результате изучения данной дисциплины студенты должны:

знать:

- основы химической термодинамики и их применение к различным разделам химии (теории растворов, поведение электролитов, гомогенные и гетерогенные равновесия, поверхностные явления, коллоидные системы и т.д.);

уметь:

- выработать наиболее подходящий метод анализа объекта с учётом задач и временных и экономических затрат;

- провести предварительные расчёты по задаче, составить план эксперимента, сопоставить результаты эксперимента с предварительными расчётами, найти причины отклонений, внести эксперимент и расчёты уточняющие моменты и повторить операцию.

Содержание теоретического курса дисциплины

Тема 1. Введение

Предмет и содержание курса физической химии. Ее с основные разделы. Значение физической химии для технологии. Исторические этапы в развитии физической химии. Методы физической химии: термодинамический, статистический и квантово-механический, молекулярно-кинетический. Экспериментальные методы физической химии. Философские основы физической химии

Тема 2. Химическая термодинамика

Термодинамические системы и термодинамические параметры. Внутренняя энергия, энтальпия, теплота и работа. Функции состояния и функция процессов. Основные формулировки первого начала термодинамики, его аналитическое выражение. Работа расширения (сжатия) идеального газа в различных процессах. Тепловой эффект. Закон Гесса. Следствия из закона Гесса. Связь тепловых эффектов при постоянном давлении и постоянном объеме. Стандартные состояния для реального газа, жидкости и твёрдого вещества. Стандартные энтальпии образования

сгорания соединений. Применение их для расчётов тепловых эффектов реакции. Теплоемкость истинная и средняя, мольная, атомная и удельная при постоянном объёме и при постоянном движении, связь между ними. Теплоёмкость идеального газа. Зависимость теплоёмкости от температуры. Вывод и анализ уравнения Кирхгофа.

Работа и теплота необратимого процесса. Формулировка второго начала термодинамики. Энтропия. Аналитическое выражение второго начала термодинамики для обратимых и необратимых процессов. Энтропия как критерий направлений самопроизвольных процессов в изолированных системах. Изменение энтропии в различных процессах. Постулат Планка. Вычисление абсолютной энтропии веществ. Расчёт изменения энтропии в ходе химической реакции при различных температурах. Объединенное уравнение первого и второго начала и термодинамики. Термодинамические потенциалы (изохорно-изоэнтروпийный, изобарно-изоэнтропийный, изохорно-изотермический, изобарно-изотермический) как критерии направления и протекания процессов в закрытых системах. Максимальное и максимально-полезная работа. Энергия Гельмгольца, энергия Гиббса. Характеристические функции. Зависимость энергии Гельмгольца и энергии Гиббса от параметров состояния. Уравнения Гиббса-Гельмгольца. Расчёт энергии Гельмгольца и энергии Гиббса с использованием таблиц стандартных величин. Таблицы стандартных энергий Гиббса. Химический потенциал идеального и реального газа. Фугитивность (летучесть), активность и коэффициент активности.

Тема 3. Равновесие в химических системах

Константы равновесия. Различные способы выражения константы равновесия в гомогенной системе, связь между ними. Особенности выражения константы равновесия для гетерогенной реакции. Уравнение изохоры и изобары. Влияние температуры и давления на смещение равновесия. Принцип Ле-Шателье.

Расчёт константы равновесия с помощью стандартных величин. Понятия: «фаза», «компонент», «степень свободы». Вывод и анализ правил фаз Гиббса. Термодинамическое обоснование и анализ уравнений, выражающих условия равновесия в многокомпонентных, двухкомпонентных и однокомпонентных гомогенных системах при постоянной температуре. Фазовые переходы первого и второго рода. Диаграмма фазовых равновесий монотропные и энантиотропные фазовые переходы. Тройная точка. Зависимость давления насыщенного пара от температуры. Вывод уравнения Клаузиуса-Клайперона. Однокомпонентные системы. Диаграмма состояния воды и серы.

Тема 4. Теории растворов

Трёхкомпонентные системы. Особенности равновесий в трёхкомпонентных системах. Способы графического изображения состава трехкомпонентных систем. Диаграммы состояния тройной жидкой системы с ограниченной взаимной растворимостью (при постоянной температуре). Коэффициент распределения. Экстракции.

Тема 5. Электрохимия

Растворимость твёрдых веществ в жидкостях, зависимость её от температуры, уравнения Шредера. Физико-химический анализ. Его научное и практическое значения, термический анализ. Кривые охлаждения. Диаграммы плавкости двухкомпонентных систем. Типы диаграмм в зависимости от характера взаимодействия в твёрдом и жидком состоянии. Системы с неограниченной взаимной растворимостью в твёрдом состоянии: с простой эвтектикой; с ограниченной растворимостью в твёрдом состоянии; с образованием устойчивых и неустойчивых химических соединений. Сильные и слабые электролиты. Изотонический коэффициент, его связь со степенью диссоциации. Теория электролитической диссоциации Аррениуса. Константа диссоциации закон разведения Оствальда. Недостатки теории Аррениуса. Механизм электролитической диссоциации, роль растворителя. Ионные равновесия в растворах электролитов. Основные положения теории сильных электролитов Дебая и Хюккеля. Коэффициент активности. Средние ионные коэффициенты активности. Зависимость коэффициентов активности от концентрации электролитов. Зависимость электропроводности слабых и сильных электролитов от концентрации температуры. Методы измерения электропроводности растворов электролитов применение измерения электропроводности для определения степени и констант диссоциации, произведения растворимости, кондуктометрическое титрование. Современные представления о механизме возникновения электронных потенциалов и двойного электрического слоя. Скачки потенциалов на границе раздела фаз. Электрохимический потенциал. Двойной электрический слой. Правильно разомкнутая цепь ЭДС как сумма скачков потенциалов. Равновесный электродный потенциал. Электродные потенциалы по водородной шкале. Международная конвенция о знаках электродных потенциалов. Термодинамический вывод ЭДС гальванического элемента. Элемент Даниэля-Якоби. Зависимость ЭДС гальванического элемента от активности потенциалопределяющих ионов и температуры. Зависимость ЭДС от температуры, Уравнение Гиббса-Гельмгольца. Классификация электродов. Электроды первого второго рода, окислительно-восстановительные, мембранные электроды: стеклянные электроды.

Гальванические цепи. Химические и концентрационные цепи с переносом и без переноса ионов. Диффузионный потенциал, механизм его возникновения и зависимость от активности и природы электролитов. Методы учёта и устранения диффузионных потенциалов. Методика измерения ЭДС гальванических элементов и электродных потенциалов. Электроды сравнения, элемента весна. Применение измерений ЭДС для определения измерения термодинамических функций при электродных реакциях и констант равновесия. Применение измерений ЭДС для определения R_n растворов и коэффициента активности. Электролиз. Кинетика электрохимических реакций. Особенности влияния потенциала, температуры, концентрации, материала электрода на скорость электрохимических реакций. Концентрационная и химическая поляризация.

Вывод уравнения выражающего зависимость концентрационной поляризации силы тока. Термодинамическое условие электролиза, напряжение разложения.

Тема 6. Химическая кинетика и катализ

Скорость реакции, порядок, молекулярность. Зависимость скорости реакции от концентрации. Основной постулат формальной кинетики.

Константа скорости. Реакции нулевого, первого, второго и третьего порядков. Вывод и анализ кинетических уравнений, выражающих зависимость концентраций от продолжительности процесса для реакций различных порядков перед полу превращения. Стадии протекания сложных реакций, лимитирующие стадии. Зависимости скорости химической реакции от температуры Уравнения Аррениуса. Энергия активации, предэкспоненциальный множитель и температурный коэффициент константы скорости реакции. Ферментативный катализ. Основные представления о строении ферментов. Причины их высокой активности и селективности. Кинетика ферментативного катализа биологических процессов и в новых отраслях химической технологии.

Первый закон Фика и его вывод. Коэффициент диффузии и его зависимость от температуры, природы вещества, агрегатного состояния. Формула Смолуховского - Эйнштейна - Стока. Второй закон Фика.

При подготовке к лекциям необходима проработка следующих вопросов:

Тема 1 Введение

[1] стр. 7-11; [2] стр. 3-6; [3] стр. 13-18.

Предмет физической химии.

Основные понятия физической химии.

Тема 2. Химическая термодинамика.

[1] стр.13-74; [2]стр.6-70; [3] стр.46-145.

Расчет тепловых эффектов с использованием данных о температурной зависимости теплоемкости.

Самопроизвольные и несамопроизвольные процессы, термодинамические обратимые и необратимые процессы.

Химический потенциал для идеальных и реальных растворов. Различные способы выражения химического потенциала.

Тема 3. Равновесия в химических системах.

[1] стр. 74-102; [2] стр.83-103; [3] стр. 210-291

Общая характеристика равновесия, закон действующих масс.

Влияние температуры и давления на смещение равновесия. Принцип Ле- Шателье.

Вычисление состава равновесия смеси, выхода продукта, степени превращения, степени диссоциации.

Тема 4. Теория растворов. Свойства растворов.

[1] стр. 151-195; [2] стр. 103-140; [3] стр. 165-210

Классификации растворов. Истинные и коллоидные растворы.

Теории растворов и трудности в создании теории растворов.

Растворы электролитов, их отличие от иных растворов.

Тема 5. Электрохимия

[1] стр. 205-284; [2] стр. 142-182; [3] стр. 407-452

Термодинамика электролитической диссоциации (степень и константа диссоциации слабых кислот и оснований).

Свойства и строения растворов электролитов. Отличия в поведении растворов электролитов и не электролитов.

Ионная сила. Полуэмпирические уравнения, связывающие среднеионный коэффициент активности с ионной силой раствора.

Электропроводность растворов электролитов. Удельная, эквивалентная, молярная электропроводность.

Значение электролиза в технике.

Тема 6. Химическая кинетика и катализ.

[1] стр. 290-302; [2] стр. 201-211; 229-233; 236-239; [3] стр. 316-377

Кинетическая классификация химических реакций по различным признакам.

Классификации и кинетические особенности гетерогенных химических реакций. Роль диффузии в гетерогенных реакциях.

Основные характеристики катализаторов.

Перечень практических занятий, предусмотренных в данном курсе:

Тема 2. Химическая термодинамика

Начала термодинамики с учётом химической формы движения [4, стр. 8-75].

Тема 3. Равновесие в химических системах

Условия химического равновесия. Константа равновесия. Смещение химического равновесия [4, стр. 92-104].

Тема 4. Теории растворов

Физическое и химическое теории растворов свойства растворов. Растворы электролитов [4, стр. 75-86].

Тема 5. Электрохимия

Скачок потенциала на границе раздел металл - раствор. Формула Нернста. ЭДС ГЭ. Зависимость его от различных факторов [4, стр. 112-133].

Тема 6. Химическая кинетика и катализ

ЗДМ его ограниченность активность и способы её определения. Влияние различных факторов на скорость химических реакций [4, стр. 169-185 стр. 222-240].

Перечень лабораторных работ, предусмотренных в данном курсе:

Тема 2. Химическая термодинамика

[9] стр. 33-38

Лабораторная работа 1. Определение постоянной калориметра

Лабораторная работа 2. Определение теплоты растворения соли

Тема 3. Равновесие в химических системах

[6] стр. 126-131, [9] стр. 38-45.

Лабораторная работа 3. Определение интегральной теплоты нейтрализации кислоты

Лабораторная работа 4. Определение интегральной теплоты гидратации соли

Лабораторная работа 5. Адсорбция органических кислот из водных растворов на активированном угле

Тема 6. Химическая кинетика и катализ

[7] стр. 192-196, [8]стр. 217-219, [9] стр. 173-176

Лабораторная работа 6. Определение константы скорости реакции йодирования ацетона

Лабораторная работа 7. Определение константы скорости реакции окисления йодистоводородной кислоты перекисью

Лабораторная работа 8. Определение порядка химической реакции

Содержание самостоятельной работы студентов

СОДЕРЖАНИЕ СРС				
№	Вид СРС	Форма отчета	Вид контроля	Чи сло часов
1	2	3	4	5
1	Подготовка к лекционным занятиям		Коллоквиум	15
2	Подготовка к практическим занятиям	Решение задач, подготовка к семинарам	Активное участие на занятиях	15
3	Подготовка к лабораторным занятиям	Конспектирование методического указания к лабораторной работе	Допуск к лабораторной работе	10
4	Подготовка отчёта и защита лабораторной работы	Отчёт	Защита лабораторной работы	15
5	Изучение материала не вошедшего в содержание аудиторных занятий	Конспект	Участие в студенческой научной конференции	25
6	Подготовка к рубежным тестированиям	Участие в рубежном контроле	РК1, РК2	5
ИТОГО:				75

В ходе изучения дисциплины студенту предстоит выполнить следующую внеаудиторную работу:

- прорабатывать лекционный материал;
- конспектировать темы, не вошедшие в лекционный материал;
- изучать учебный материал, необходимый для успешного выполнения и защиты каждой лабораторной работы;
- оформлять отчеты по проделанным лабораторным работам;
- выполнять упражнения ;
- выполнять контрольные задания.

На самостоятельное изучение материала выносятся следующие темы:

Тема 1 Введение

[1] стр. 7-11; [2] стр. 3-6; [3] стр. 13-18.

Объекты исследования физической химии методы исследования. Историческая необходимость появления этой науки, её создатели. Роль физической химии, перспективы её развития.

Тема 2. Химическая термодинамика.

[1] стр.13-74; [2]стр.6-70; [3] стр.46-145.

Первое начало термодинамики и его следствие. Второе начало термодинамики. Характеристические функции и их свойства. Химический потенциал и его связь с характеристическими функциями. Химическое сродство.

Тема 3. Равновесия в химических системах.

[1] стр. 74-102; [2] стр.83-103; [3] стр. 210-291

Что такое химическое равновесие и его динамический характер. Условие химического равновесия, возможности смещение равновесия в различных системах

Тема 4. Теория растворов. Свойства растворов.

[1] стр. 151-195; [2] стр. 103-140; [3] стр. 165-210

Условия образования растворов, разнообразие растворов. Теории растворов и трудности в создании теории растворов. Растворы электролитов, их отличие от иных растворов. Влияние ионов друг на друга и формальный учёт этого влияния.

Тема 5. Электрохимия

[1] стр. 205-284; [2] стр. 142-182; [3] стр. 407-452

Образование скачка потенциала на границе раздела металл-раствор. Трудности количественного описания величины этого скачка.

Гальванические элементы как реакторы реализации окислительно-восстановительных реакций. Обратимые гальванические элементы.

Прикладная электрохимия.

Тема 6. Химическая кинетика и катализ.

[1] стр. 290-302; [2] стр. 201-211; 229-233; 236-239; [3] стр. 316-377

Качественное описание химической реакции на основе кинетической теории газов. Закон действия масс. Порядок реакции и соответствующее кинетические представления этих реакций. Виды реакций. Приведение реагирующих частиц в химически активное состояние. Влияние различных факторов на скорость реакции. Катализаторы и их роль в химической реакции. Трудности подбора катализаторов. Природные катализаторы.

12 Список литературы

Основная литература

- 1) Л.Д. Зимон, Н.Ф. Лещенко Физическая химия. - М. : Химия, 2000 -317с.
- 2) В.В. Линчевский. Физическая химия. - М.: МГВМИ, 2001 - 255с.
- 3) Даниэльс, Р. Альберти. Физическая химия - М. : Высшая школа, 1967 - 777с.
- 4) В.В. Кремин. С.И. Карчов и др. Задачи по физической химии. - М.: Экзамен, 2005. - 318с.
- 5) Методические указания к лабораторному практикуму по физической химии. - М.: Просвещение, 1972
- 6) С.А. Бамзин Практикум по физической и коллоидной химии. - М. : Просвещение, 1972
- 7) Практикум по физической и коллоидной химии под ред. Буданова и Н.К. Воробьёва. - М.: Химия 1986г.
- 8) Практикум по физической химии под ред. Воробьёва Н.К. - М.: Химия, 1975. – 367 с.
- 9) М.И. Гольфман Практикум по физической химии. - СПб. Химия, 2004

Дополнительная литература

- 10) Практикум по физической химии под ред. Проф. Кудряшёва И.В. - М. : Высшая школа, 1986. – 496 с.
- 11) А.Г. Стромберг, Д.П. Семченко Физическая химия. - М. : Высшая школа, 1988. – 496 с.