

ФЕДЕРАЛЬНОЕ АГЕНТСТВО ПО ОБРАЗОВАНИЮ

Государственное образовательное учреждение высшего профессионального образования  
Тихоокеанский государственный университет

УТВЕРЖДАЮ

Проректор по учебной работе

\_\_\_\_\_ С. В. Шалобанов

« \_\_\_\_\_ » \_\_\_\_\_ 200\_\_ г.

ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ

по кафедре «Химия»

**ФИЗИЧЕСКАЯ ХИМИЯ**

Утверждена научно-методическим советом университета для направлений  
подготовки (специальностей) в области химической  
технологии и биотехнологии

Специальности 240403.65 «Химическая технология природных  
энергоносителей и углеродных материалов» (ХТПЭ)  
240406.65 «Технология химической переработки древесины» (ХПД)

Хабаровск 2007 г.

Программа разработана в соответствии с требованиями государственного образовательного стандарта, предъявляемыми к минимуму содержания дисциплины и в соответствии с примерной программой дисциплины, утвержденной департаментом образовательных стандартов профессионального образования с учетом особенностей региона и условий организации учебного процесса Тихоокеанского государственного университета

Программу составила

Яргаева В. А., к.х.н., доцент кафедры химии

Программа рассмотрена и утверждена на заседании кафедры химии

протокол № \_\_\_\_\_ от «\_\_\_\_\_» \_\_\_\_\_ 200\_ г

Завкафедрой \_\_\_\_\_ «\_\_\_\_\_» \_\_\_\_\_ 2007 г. Панасюк Т. Б.

Программа рассмотрена и утверждена на заседании УМК и рекомендована к

изданию протокол № \_\_\_\_\_ от «\_\_\_\_\_» \_\_\_\_\_ 200\_ г

Председатель УМКС \_\_\_\_\_ 2007г Александров А. В.  
Подпись дата Ф.И.О.

Директор института \_\_\_\_\_ 2007г Син А. З.  
Подпись дата Ф.И.О.

(декан факультета)

## Цели и задачи дисциплины

Цель и задачи изучаемого курса направлены на реализацию требований к уровню подготовки специалистов в соответствии с государственными образовательными стандартами высшего профессионального образования для студентов, обучающихся по специальностям 240406.65 и 240403.65.

1.1. Целью изучения физической химии являются приобретение студентами целостных представлений и знаний о химических и физико-химических процессах и явлениях, протекающих в окружающей природе и технологиях переработки природных энергоносителей, углеродных материалов и древесины. Главное внимание уделяется исследованию законов протекания химических и физико-химических процессов, состояния фазового и химического равновесий, основам электрохимии и кинетики. Овладение данными закономерностями обеспечит научно обоснованный подход к протеканию любого химико-технологического процесса, даст возможность предсказывать его направление, пределы протекания, а следовательно, возможность управлять им, т.е. обеспечить оптимальное его проведение.

### 1.2. Задачи изучения дисциплины:

- Освоение фундаментальных законов и понятий физической химии.
- Привитие навыков проведения термодинамических и кинетических расчетов различных химико-технологических процессов.
- Освоение основных принципов прогнозирования направления и пределов самопроизвольного протекания любого химико-технологического процесса в зависимости от условий системы.
- Выработка умения на основе фундаментальных теоретических знаний обоснованно выбирать соответствующий метод исследования для решения конкретной практической задачи, грамотно использовать оборудование, приборы, самостоятельно спланировать и точно провести эксперимент, математически обработать и обобщить результаты исследований.
- Привитие навыков работы с литературой, справочниками и другими информационными источниками.

## Объем дисциплины и виды учебной работы

Наименование	По учебным планам основной траектории обучения	
	С максимальной трудоемкостью	С минимальной трудоемкостью
<b>Общая трудоемкость дисциплины</b>		
По ГОС	340	340
По УП	357	340
Изучается в семестрах	5,6	5,6
<b>Виды итогового контроля по семестрам</b>		
Зачет	5,6	5,6
Экзамен	5	5
Курсовой проект (КП)		
Курсовая работа (КР)		
<b>Виды итогового контроля самостоятельной работы без отчетностей</b>	5,6	5,6
Расчетно-графические работы (РГР)		
Реферат (РФ)		
Домашние задания (ДЗ)		
<b>Аудиторные занятия:</b>		
Всего	187	187
В том числе: лекции (Л)	102	102
Лабораторные работы (ЛР)	85	85
Практические занятия (ПЗ)		
<b>Самостоятельная работа</b>		
В том числе: Общий объем часов (С2)	170	153
на подготовку к лекциям	85	85
на подготовку к ЛР	51	34
на подготовку к ПЗ		
на выполнение КП		
на выполнение КР		
на выполнение РГР	34	34
на написание РФ		
на выполнение ДЗ		
на экзаменационную сессию		

## Содержание дисциплины

**Введение.** Предмет и содержание физической химии. Основные разделы курса. Значение физической химии для химической технологии. Исторические этапы развития физической химии. Теоретические методы физической химии: термодинамический, квантово-механический, квантово-статистический, молекулярно-кинетический. Экспериментальные методы физической химии. Основные понятия и определения; система (изолированная, открытая, гомогенная, гетерогенная); фаза; компонент; состояние системы; параметры (интенсивные, экстенсивные); процесс (круговой, изобарный, изохорный,

изотермический, адиабатический, обратимый, необратимый); стандартное состояние; функции состояния.

**Первое начало (закон) термодинамики.** Закон сохранения и превращения энергии. Внутренняя энергия, энтальпия, теплота и работа. Функции процесса. Основные формулировки первого начала термодинамики. Взаимосвязь теплоты, работы и изменения внутренней энергии процесса. Вывод уравнений для расчета работы, изменения энтальпии и внутренней энергии в изотермическом, изобарическом, изохорическом и адиабатическом процессах изменения состояния идеального газа. Приложения первого начала термодинамики. Связь тепловых эффектов при постоянном объеме и при постоянном давлении. Термодинамическое обоснование закона Гесса и его применении для расчетов тепловых эффектов. Стандартные состояния веществ. Таблицы теплот образования из простых веществ и сгорания соединений в стандартных условиях. Их применение для вычисления тепловых эффектов химических реакций. Применение первого начала термодинамики для установления взаимных связей тепловых эффектов промежуточных стадий сложных процессов. Зависимость тепловых эффектов химических реакций, теплот растворения от температуры. Вывод и анализ уравнения Кирхгофа. Интегрирование уравнения Кирхгофа. Расчеты (аналитический и графический методы) тепловых эффектов химических реакций при различных температурах, теплот агрегатных превращений, теплот растворения и разбавления. Калориметрические методы измерения тепловых эффектов.

**Второе начало (закон) термодинамики.** Термодинамически обратимые и необратимые процессы. Работа и теплота обратимого процесса. Принцип Каратеодори. Энтропия. Аналитическое выражение второго начала термодинамики для обратимых и необратимых процессов. Применение энтропии как критерия равновесия и направления самопроизвольных процессов в изолированных системах. Вывод уравнений, выражающих зависимость энтропии твердых, жидких и газообразных веществ от температуры, давления, объема. Изменение энтропии при фазовых переходах. Вычисление изменения энтропии при охлаждении (нагревании) веществ и при фазовых переходах. Применение таблиц стандартных величин для расчетов изменения энтропии в ходе химических реакций при различных температурах и концентрациях. Энергия Гиббса (свободная энтальпия). Энергия Гельмгольца (свободная энергия). Химический потенциал. Физический смысл этих величин. Уравнения Гиббса-Гельмгольца для отдельных веществ и химических реакций. Применение энергии Гиббса и энергии Гельмгольца в качестве критериев направления самопроизвольных процессов и равновесий в изотермических системах. Влияние температуры и давления на энергию Гиббса и энергию Гельмгольца, на химический потенциал веществ. Расчеты энергии Гиббса и энергии Гельмгольца с применением таблиц стандартных величин, а также сравнительными методами.

**Третье начало (закон) термодинамики.** Тепловая теорема Нернста. Формулировка теоремы. Следствия. Постулат Планка. Вычисления абсолютных стандартных величин энтропии веществ из термодинамических данных. Термодинамическая вероятность состояния системы. Статистическая формулировка второго начала термодинамики. Вывод уравнений, связывающих энтропию и термодинамическую вероятность (соотношение Больцмана-Планка).

**Химическое равновесие.** Динамическая и термодинамическая характеристики химического равновесия. Подвижность и регулируемость химических равновесий. Обратимость химических реакций. Закон действующих масс, различные формы его выражения. Термодинамический вывод равновесного выражения закона действующих

масс. Константа химического равновесия, способы ее выражения для гомогенных и гетерогенных реакций, идеальных и неидеальных систем,  $K_p$ ,  $K_c$ ,  $K_f$ ,  $K_a$ ,  $K_x$ , соотношения между ними. Особенности химических равновесий в растворах (идеальных и реальных). Экспериментальные методы изучения химических равновесий. Термодинамическое и практическое значение учения о химическом равновесии.

Взаимосвязь изменения энергии Гиббса в ходе реакции и химического сродства. Вывод и анализ уравнения Вант-Гоффа изотермы химической реакции. Энергия Гиббса и энергия Гельмгольца химической реакции. Зависимость химического равновесия от температуры. Вывод уравнения изобары и изохоры химической реакции (изобары и изохоры Вант-Гоффа).

Смещение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье-Брауна. Методы расчета констант химического равновесия с использованием таблиц стандартных величин термодинамических функций. Метод Темкина-Шварцмана.

Экспериментальные методы определения констант химического равновесия и химического сродства для идеальных и реальных, гомогенных и гетерогенных систем. Определение тепловых эффектов, изменения энергии Гиббса, энтропии химических реакций из опытных данных для химических равновесий при различных температурах (графические и аналитические)

Вычисление состава равновесных смесей, равновесного выхода продуктов реакции, степени превращения исходных веществ, степени диссоциации; учет изменения объема для реакций, протекающих в газовой фазе. Влияние начальных давлений (концентраций), соотношения реагентов, добавок индифферентных веществ (инертных газов), величины поверхности реагентов на состояние равновесия и полноту протекания реакции. Выбор оптимальных условий проведения обратимых реакций. Особенности термодинамической теории химических равновесий и химического сродства для гетерогенных систем.

**Фазовые равновесия. Однокомпонентные системы.** Основные понятия: фаза, компонент, степень свободы (вариантность). Основной закон фазового равновесия. Вывод и анализ правила фаз Гиббса. Фазовые переходы первого и второго рода. Термодинамическое условие равновесия гетерогенной однокомпонентной системы при постоянной температуре. Вывод, интегрирование и анализ уравнения Клапейрона-Клаузиуса. Применение его для нахождения теплот фазовых переходов и для анализа состояний однокомпонентных систем. Общий принцип построения диаграмм. Диаграмма состояния воды и других веществ.

**Двухкомпонентные системы. Растворы** Общие особенности равновесий в двухкомпонентных системах. Общая характеристика растворов. Термодинамическое условие образования растворов. Взгляды Д. И. Менделеева на природу растворов. Роль физических и химических факторов в процессах образования растворов.

Термодинамическая классификация растворов. Идеальные и неидеальные растворы. Активность, коэффициенты активности растворенного вещества и растворителя, формы их выражения. Зависимость термодинамических характеристик раствора от состава. Парциальные мольные величины и методы их определения. Относительные парциальные мольные величины. Уравнения Гиббса-Дюгема. Химический потенциал компонента в идеальных и неидеальных растворах. Зависимость этой величины от температуры и концентрации. Взаимосвязь химических потенциалов растворителя и растворенного вещества. Термодинамическая теория растворимости. Уравнения, выражающие влияние температуры на растворимость. Особенности равновесия в системах насыщенный пар – жидкий раствор малолетучего вещества. Закон Рауля. Его термодинамическое обоснование. Отступления от закона Рауля. Термодинамическое описание идеальных и реальных растворов. Стандартные состояния растворителя и растворенного вещества.

Криоскопия. Эбуллиоскопия. Термодинамическое обоснование уравнений, связывающих понижение температуры кристаллизации растворителя из раствора и повышение температуры кипения с концентрацией. Связь эбуллиоскопической и криоскопической постоянных со свойствами растворителя. Применение криоскопических и эбуллиоскопических измерений для определения молекулярных масс, коэффициентов активности, степени диссоциации и ассоциации. Осмос. Его роль в природе и технике. Понятие об обратном осмосе. Зависимость осмотического давления от концентрации и температуры. Термодинамическое обоснование этой зависимости. Методы измерения осмотического давления. Осмометрия. Практические приложения этих измерений.

### **Двухкомпонентные жидкие системы в равновесии с насыщенным паром.**

Особенности равновесий в системах пар – непрерывные растворы летучих жидкостей. Термодинамическая классификация этих растворов. Зависимость химических потенциалов, активностей, парциальных давлений и общего давления пара от состава раствора. Законы Коновалова и их термодинамическое обоснование. Азеотропные смеси. Взаимосвязь диаграмм: общее давление – состав и температура кипения – состав для растворов. Диаграмма состав раствора – состав пара. Методы разделения бинарных систем. Перегонка. Ректификация. Ограниченная взаимная растворимость жидкостей. Влияние температуры на взаимную растворимость. Критические температуры растворения. Зависимость давления насыщенного пара от состава в жидких системах с ограниченной растворимостью. Применение диаграмм состояния для вычисления химических потенциалов, энтропии и в физико-химическом анализе. Давление пара над смесью взаимно нерастворимых жидкостей. Теоретические основы перегонки с водяным паром.

**Двухкомпонентные твердые системы в равновесии с расплавом.** Особенности равновесий в системах кристаллы – жидкость и кристаллы – пар. Особенности термодинамической теории растворимости твердых веществ в жидкостях. Уравнение Шредера. Изоморфизм. Диаграммы плавкости двухкомпонентных систем. Работы Н.С. Курнакова и его школы. Физико-химический анализ. Его научное и практическое значение. Термический анализ, кривые охлаждения. Системы с неограниченной взаимной растворимостью в твердом состоянии, с простой эвтектикой, с ограниченной растворимостью в твердом состоянии, с образованием устойчивых и неустойчивых химических соединений. Природа эвтектики. Правило рычага.

**Многокомпонентные системы.** Особенности равновесий в трехкомпонентных системах. Графическое выражение состава с помощью равностороннего треугольника. Диаграмма плавкости трехкомпонентной системы неизоморфно кристаллизующихся веществ. Ее проекция на плоскость. Применение этой диаграммы для описания гетерогенных равновесий в различных условиях. Закон распределения растворенного вещества между двумя несмешивающимися растворителями (закон Бертелло-Нернста-Шилова). Его термодинамическое обоснование. Коэффициент распределения. Экстракция. Основные количественные характеристики экстракции. Применение экстракции в химической технологии переработки древесины и технологии природных энергоносителей и углеродных материалов.

**Растворы и расплавы электролитов.** Сильные и слабые электролиты. Термодинамика электролитической диссоциации. Средние ионные активности и коэффициенты активности. Зависимость степени электролитической диссоциации от концентрации, природы растворителя, температуры, посторонних электролитов.

Особенности оптических, термодинамических свойств сильных электролитов. Зависимость коэффициентов активности и химических потенциалов от концентрации. Ионная сила. Основные положения теории сильных электролитов Дебая и Хюккеля. Ионная атмосфера (реальная и условная). Радиус ионной атмосферы. Потенциал ионной атмосферы. Зависимость этих величин от ионной силы раствора, природы растворителя и температуры. Вывод и анализ уравнения, связывающего коэффициент активности ионов электролитов с ионной силой раствора. Расчеты коэффициентов активности, активности и химических потенциалов для растворов средних и высоких концентраций.

**Электрическая проводимость растворов** Электропроводность расплавов и растворов. Удельная, эквивалентная, молярная электропроводность. Зависимость электропроводности слабых и сильных электролитов от концентрации, температуры и давления. Предельная эквивалентная электропроводность. Подвижность ионов, их зависимость от температуры и природы ионов. Числа переноса. Закон независимого движения ионов. Методы измерения электропроводности растворов электролитов. Закон разбавления Оствальда. Основы теории электрической проводимости Онзагера. Электрофоретический и релаксационный эффекты торможения ионов в электрическом поле. Подвижность и числа переноса. Применение измерений электропроводности для определения констант диссоциации и гидролиза, энтальпии и энтропии электролитической диссоциации, для аналитических целей (кондуктометрическое титрование).

**Электродвижущие силы и электродные потенциалы.** Современные представления о механизме возникновения электродных потенциалов и двойного электрического слоя. Роль сольватации в возникновении электродного потенциала на границе металл - раствор. Обратимые и необратимые электроды. Водородный электрод. Электродные потенциалы по водородной шкале. Термодинамический вывод уравнения, выражающего зависимость ЭДС гальванического элемента от активностей (уравнения Нернста). Зависимость ЭДС от температуры. Уравнения Гиббса-Гельмгольца. Классификация электродов. Электроды первого, второго рода, третьего рода, окислительно-восстановительные, газовые, мембранные (ионообменные). Вывод и анализ уравнений, выражающих зависимость электродных потенциалов от активностей компонентов электродных реакций для электродов различных типов. Стандартные потенциалы. Типы гальванических элементов: химические, концентрационные. Диффузионный потенциал, механизм его возникновения и зависимость от активности и от природы электролитов. Методы устранения диффузионных потенциалов. Цепи без переноса и с переносом. Методы измерения ЭДС гальванических элементов и электродных потенциалов. Электроды сравнения. Определение коэффициентов активности на основании измерений ЭДС. Применение измерений ЭДС для определения изменений термодинамических функций при электродных реакциях, констант равновесия, произведения растворимости малорастворимых электролитов, активности электролитов и др.. Применение измерений ЭДС для определения рН растворов. Прямая потенциометрия. Потенциометрическое титрование.

**Кинетика гомогенных реакций в газовой фазе и растворах.** Элементарные реакции. Основные понятия формальной кинетики: скорость реакции, ее молекулярность, порядок. Основной постулат формальной химической кинетики. Зависимость скорости реакции от концентрации. Константа скорости. Кинетическая классификация необратимых гомогенных химических реакций. Реакции первого, второго, третьего, дробного и нулевого порядков. Кинетические уравнения для этих реакций. Вывод и анализ уравнений, выражающих зависимость концентрации от продолжительности этих реакций. Период полупревращений. Экспериментальные методы определения порядка реакции и



константы скорости. Сложные реакции: двусторонние (обратимые), параллельные, последовательные, сопряженные (консекутивные). Стадии протекания сложных реакций. Лимитирующая стадия. Расчеты скоростей реакций, констант скоростей, концентраций через различные промежутки времени от начала реакции для реакций различных порядков. Зависимость скорости и константы скорости химической реакции от температуры. Уравнение Аррениуса. Методы определения энергии активации, предэкспоненциального множителя из опытных кинетических данных: графический и аналитический.

**Теории химической кинетики.** Современные представления о механизме элементарного акта химической реакции. Теория активных соударений (столкновений). Истолкование энергии активации в рамках этой теории. Стерический (энтропийный) фактор. Принцип стационарных состояний и его применение для объяснения механизма мономолекулярных реакций.

Теория переходного состояния. Активированный комплекс. Вывод уравнения, выражающего зависимость скорости реакции от концентрации и температуры. Энтропия активации и ее связь со стерическим фактором для бимолекулярных и мономолекулярных реакций. Сопоставление теории активных соударений и теории переходного состояния с опытными данными по кинетике реакций в газовой фазе. Вычисление скоростей химической реакции в рамках теории переходного состояния по методу активных соударений. Вычисление кинетических параметров с помощью этих теорий.

**Кинетика гетерогенных процессов.** Классификация и кинетические особенности гетерогенных химических реакций. Роль диффузии в гетерогенных реакциях. Особенности диффузии в газах, жидкостях и твердых телах. Движущая сила диффузии. Уравнение диффузии, вытекающие из термодинамики необратимых процессов. Законы Фика. Коэффициент диффузии и его зависимость от температуры, природы вещества, агрегатного состояния. Формула Смолуховского-Эйнштейна-Стокса. Диффузионный слой. Скорость химической реакции и скорость диффузии в нестационарном процессе.

Стационарное состояние в гетерогенных процессах. Вывод кинетического уравнения гетерогенной реакции первого порядка, сопровождаемой диффузией реагирующего вещества к зоне реакции. Дифференциальная и интегральная формы этого уравнения. Зависимость опытно наблюдаемой константы скорости гетерогенной реакции от температуры, природы реакции. Графическое и аналитическое определение константы скорости гетерогенной реакции. Скорость гетерогенных реакций в предельных случаях (диффузионная и кинетическая области) и в смешанном режиме. Влияние температуры на кинетику гетерогенных реакций, содержащих диффузионную стадию. Кинетика растворения и кристаллизации. Уравнение Щукарева для процесса растворения. Кинетика топохимических реакций.

**Кинетика фотохимических и цепных реакций.** Основные законы фотохимии. Общая характеристика фотохимических реакций. Квантовый выход. Кинетические уравнения фотохимических реакций. Природа цепных и сенсibilизированных реакции. Работы Боденштейна, Н. Н. Семенова и его школы, Хиншельвуда. Разветвленные цепные реакции. Механизм возникновения, развития и обрыва цепи. Роль радикалов и колебательно возбужденных молекул в цепных реакциях. Кинетические уравнения неразветвленных и разветвленных реакций. Тепловой и цепной механизмы воспламенения и взрыва. Влияние концентрации, давления и температуры на скорость цепных реакций. Экспериментальные методы изучения кинетики цепных реакций.

**Кинетика электрохимических реакций. 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 от силы тока. Понятие о полярографии. Кинетическое уравнение медленной электрохимической реакции. Термодинамическое условие электролиза. Законы электролиза Фарадея. Напряжение разложения. Значение электролиза в технике.

**Катализ. Общие направления. Теории.** Классификация каталитических реакций. Положительный и отрицательный катализ. Общие особенности каталитических реакций. Катализ и химическое равновесие. Активность и селективность катализаторов. Влияние катализаторов на энергию активации катализируемой реакции. Зависимость скорости каталитической реакции от концентрации катализатора и реагентов. Практическое значение катализа. Классификация гомогенно-каталитических реакций, их механизм. Роль промежуточных продуктов. Вывод кинетических уравнений с использованием принципа стационарных концентраций. Анализ этих уравнений, их предельные случаи и лимитирующие стадии реакции. Общий и специфический кислотно-основной катализ. Гомогенный катализ комплексами переходных металлов и ферментативный катализ, их особенности. Автокатализ и ингибирование в гомогенном катализе. Классификация гетерогенно-каталитических реакций и катализаторов. Способы приготовления катализаторов, их основные характеристики. Роль адсорбции в гетерогенном катализе. Вывод кинетического уравнения для стационарных систем. Каталитические реакции в потоке, кипящем слое. Зависимость скорости каталитической реакции от температуры. Диффузионная и кинетическая лимитирующие стадии процесса. Отравление и промотирование катализаторов. Механизм гетерогенных каталитических реакций. Основные теории гетерогенного катализа и представления о промежуточных формах активных частиц. Мультиплетная теория А. А. Баландина, принцип геометрического и энергетического соответствия в катализе, границы применимости мультиплетной теории. Теория активных ансамблей Н. И. Кобозева. Электронная теория Волькенштейна. Современные теории катализа. Предвидение каталитической активности.

**Введение в теорию самоорганизации материи. Элементы синергетики.**

Самоорганизация материи. Нелинейная термодинамика неравновесных процессов, нелинейная динамика и явления самоорганизации материи. Бифуркация в химической реакции. Колебательная реакция Белоусова – Жаботинского – реакция БЖ. Модель брюсселятора. Понятие о фракталах. Фрактальные объекты и системы, встречающиеся в природе. Значение фрактального подхода для практики.

## Разделы дисциплины и виды занятий и работ

№	Раздел дисциплины	Л	ЛР	ПЗ	РГР	ДЗ
1	Введение	*				
2	Первое начало (закон) термодинамики	*	*		*	
3	Второе начало (закон) термодинамики	*	*		*	
4	Третье начало (закон) термодинамики	*	*		*	
5	Химическое равновесие	*	*		*	
6	Фазовые равновесия. Однокомпонентные системы	*			*	
7	Двухкомпонентные системы. Растворы	*	*		*	
8	Двухкомпонентные жидкие системы в равновесии с насыщенным паром	*			*	
9	Двухкомпонентные твердые системы в равновесии с расплавом	*	*		*	
10	Многокомпонентные системы	*	*			
11	Растворы и расплавы электролитов	*			*	
12	Электрическая проводимость растворов	*	*		*	
13	Электродвижущие силы и электродные потенциалы	*	*		*	
14	Кинетика гомогенных реакций в газовой среде и растворах	*	*		*	
15	Теории химической кинетики	*			*	
16	Кинетика гетерогенных процессов	*	*		*	
17	Кинетика фотохимических и цепных реакций	*			*	
18	Кинетика электрохимических реакций. Электролиз	*	*		*	
19	Катализ. Общие направления. Теории	*			*	
20	Введение в теорию самоорганизации материи. Элементы синергетики	*				

### Лабораторный практикум

#### **Правила работы в лаборатории физической химии. Приборы и оборудование. Правила оформления лабораторных работ.**

Инструктаж по технике безопасности. Изучение правил работы в лаборатории физической химии и особенностей работы с приборами, установками, оборудованием. Освоение графических методов в физической химии. Знакомство с ошибками измерений и обработкой экспериментальных данных

Время выполнения работы – 4 часа.

#### **Определение теплового эффекта процесса растворения твердого вещества.**

Определение теплового эффекта процесса растворения твердого вещества электролита методом калориметрии и сравнение с тепловым эффектом, рассчитанным по справочным величинам.

Время выполнения работы – 4 часа.

### **Определение теплового эффекта процесса нейтрализации.**

Экспериментальное определение теплового эффекта процесса нейтрализации сильной кислоты сильным основанием методом калориметрии и сравнение с тепловым эффектом этого же процесса, рассчитанного по справочным значениям как сумма тепловых эффектов стадий: разбавление кислоты основанием, разбавление основания кислотой и собственно реакции нейтрализации.

Время выполнения работы – 4 часа.

### **Термодинамическая характеристика процесса.**

Расчеты термодинамических функций  $\Delta H$ ,  $\Delta S$ ,  $\Delta G$  для любого физико-химического процесса или химической реакции по справочным данным и термодинамические характеристика исследуемого процесса.

Время выполнения работы – 4 часа.

### **Изучение равновесия гомогенной реакции в растворе.**

Определение константы равновесия гомогенной реакции в растворе при различных температурах методом титриметрии и расчет теплового эффекта по экспериментальным и справочным значениям.

Время выполнения работы – 4 часа.

### **Определение констант равновесия.**

Расчет константы равновесия химической реакции при любой температуре методом Темкина – Шварцмана. Вычисление состава равновесных смесей, равновесного выхода продуктов реакции, степени превращения веществ.

Время выполнения работы – 4 часа.

### **Изучение свойств веществ криоскопическим методом.**

Определение молярной массы вещества неэлектролита или изотонического коэффициента вещества электролита криоскопическим методом.

Время выполнения работы – 4 часа.

### **Фазовые равновесия. Коллигативные свойства растворов.**

Расчет числа степеней свободы различных систем при заданных параметрах. Определение различных свойств веществ и растворов методами криоскопии, эбуллископии и осмометрии.

Время выполнения работы – 6 часов.

### **Изучение равновесия жидкость – пар в двойных жидких системах.**

Изучение равновесия между жидкостью и паром методом рефрактометрии и построение диаграммы кипения: состав – температура кипения двойной жидкой системы.

Время выполнения работы – 4 часа.

### **Построение диаграммы плавкости двухкомпонентной системы.**

Проведение термического анализа: снятие кривых охлаждения чистых компонентов и бинарных смесей различного состава; на основании кривых охлаждения построение диаграммы плавкости и её анализ.

Время выполнения работы – 4 часа.

### **Определение коэффициента распределения.**

Определение коэффициента распределения уксусной кислоты между органическим растворителем и водой методом титриметрии, оценка возможности диссоциации или

ассоциации уксусной кислоты в этих растворителях; выбор лучшего экстрагента для уксусной кислоты.

Время выполнения работы – 4 часа.

**Измерение электрической проводимости электролита и определение его физико-химических характеристик.**

Изучение зависимости удельной и молярной электрических проводимостей электролита от его концентрации в водном растворе и определение основных физико-химических характеристик электролита.

Время выполнения работы – 4 часа.

**Определение растворимости малорастворимого электролита методом кондуктометрии.**

Определение растворимости и произведение растворимости малорастворимой соли при двух температурах; расчет изменения термодинамических функций процесса растворения.

Время выполнения работы – 4 часа.

**Измерение ЭДС элемента Якоби – Даниэля.**

Измерение ЭДС элемента Якоби – Даниэля при различных концентрациях сульфата меди и сульфата цинка. Сравнение экспериментальных значений ЭДС с рассчитанными по уравнению Нернста.

Время выполнения работы – 4 часа

**Определение потенциала окислительно-восстановительного электрода.**

Измерение ЭДС электрохимического элемента, составленного из окислительно-восстановительного электрода и электрода сравнения, компенсационным методом; расчет экспериментального значения потенциала окислительно-восстановительного электрода и сравнение с потенциалом, рассчитанным по уравнению Нернста.

Время выполнения работы – 4 часа.

**Определение рН раствора электролита потенциометрическим методом.**

Определение рН растворов электролитов со стеклянным и хингидронным электродами потенциометрическим методом и сравнение с величинами рН, рассчитанными по концентрации электролита.

Время выполнения работы – 4 часа.

**Изучение кинетики разложения пероксида водорода газометрическим методом.**

Изучение кинетики разложения пероксида водорода с участием катализатора по измерению объёмов выделенного кислорода, определение порядка и константы скорости реакции различными способами.

Время выполнения работы – 4 часа.

**Изучение кинетики реакции омыления сложного эфира титриметрическим методом.**

Определение константы скорости реакции омыления уксусноэтилового эфира при различных температурах методом титриметрии и расчет энергии активации.

Время выполнения работы – 4 часа.

### **Изучение кинетики растворения малорастворимых веществ методом кондуктометрии.**

Определение константы скорости растворения малорастворимого вещества электролита при заданной температуре, поверхности образца, объема раствора, скорости перемешивания раствора.

Время выполнения работы – 4 часа.

### **Лабораторный практикум и его взаимосвязь с содержанием лекционного курса**

№ п/п	№ раздела по варианту содержания	Наименование лабораторных работ
1		Правила работы в лаборатории физической химии. Приборы и оборудование. Правила оформления лабораторных работ
2	2	Определение теплового эффекта процесса растворения твердого вещества
3	2,3	Определение теплового эффекта процесса нейтрализации
4	2,3,4	Термодинамическая характеристика процесса
5	5	Изучение равновесия гомогенной реакции в растворе
6	5	Определение константы равновесия
7	6,7	Изучение свойств веществ криоскопическим методом
8	6,7	Фазовые равновесия. Коллигативные свойства растворов
9	8	Изучение равновесия жидкость – пар в двойных жидких системах
10	9	Построение диаграммы плавкости двухкомпонентной системы
11	6,7,10	Определение коэффициента распределения
12	11,12	Измерение электрической проводимости электролита и определение его физико – технических характеристик
13	2,3,12	Определение растворимости: малорастворимого электролита методом кондуктометрии
14	11,13	Определение ЭДС элемента Якоби - Даниэля
15	11,13	Определение потенциала окислительно-восстановительного электрода
16	11,13	Определение рН раствора электролита потенциометрическим методом
17	14,15,19	Изучение кинетики разложения пероксида водорода газометрическим методом
18	14,15	Изучение кинетики реакции омыления сложного эфира титриметрическим методом
19	16	Изучение кинетики растворения малорастворимых веществ методом кондуктометрии

### **Расчетно-графическая работа**

**Цель** расчетно-графических работ в данном курсе – применение теоретических знаний для выполнения расчетов, связанных с характеристиками конкретных химических процессов и анализ полученных результатов.

#### **Задачи расчетно – графических работ**

- привитие студентам навыков самостоятельной работы с конспектом, учебниками, справочной литературой.
- выполнение вычислений с использованием калькуляторов и компьютеров, построение графиков и диаграмм.

- формирование и развитие умения логически строить решения задач и давать мотивированные ответы на поставленные вопросы.
- развитие способности использовать полученную информацию для решения конкретных практических задач в химико-технологических процессах переработки древесины, природных энергоносителей и углеродных материалов.

### 5 семестр

Время выполнения РГР – 1, 2, 3 – 17 часов. Объем каждой РГР – 3-5 с. рукописного текста.

Каждая РГР состоит из многовариантных заданий (студент выполняет один вариант каждого задания).

**Расчетно–графическая работа №1 «Химическая термодинамика»** включает задания по вычислению тепловых эффектов процесса растворения и разбавления; полной термодинамической характеристики химического или физико–химического процесса; расчет изменения энтропии при нагревании или охлаждении вещества.

**Расчетно–графическая работа №2 «Химическое равновесие»** включает задания по расчету констант равновесия, термодинамических функций, степени превращения и др. обратимых химических реакций.

**Расчетно–графическая работа №3 «Фазовое равновесие однокомпонентных систем. Растворы»** включает задания по построению и анализу диаграмм состояния однокомпонентных систем и расчету коллигативных свойств растворов.

### 6 семестр

Время выполнения РГР – 1, 2, 3 – 17 часов. Объем каждой РГР – 3-5 с рукописного текста. Каждая из РГР состоит из многовариантных заданий (студент выполняет один вариант каждого задания).

**Расчетно–графическая работа №1 «Фазовое равновесие двухкомпонентных систем»** включает задания по построению и анализу диаграмм кипения и плавкости, включая расчеты по определению масс твердых, жидких или парообразных компонентов с использованием правила рычага.

**Расчетно–графическая работа №2 «Электрохимия»** включает задания по характеристике растворов электролитов по данным кондуктометрии; характеристике различных электрохимических систем; расчету термодинамических функций и константы равновесия реакций, протекающих в гальваническом элементе, по данным потенциометрии.

**Расчетно–графическая работа №3 «Химическая кинетика»** включает задания по определению кинетических параметров порядка реакции, константы скорости реакции, энергии активации и др. гомогенных химических реакций и гетерогенных процессов.

## Контроль самостоятельной работы студентов – заочников

Контроль самостоятельной работы студентов-заочников проводится по результатам выполнения контрольной работы. Контрольная работа состоит из 8 многовариантных задач (студент выполняет один вариант каждой задачи) по следующим темам:

«Химическая термодинамика»; «Фазовые равновесия. Растворы»; «Электрохимия»; «Химическая кинетика».

Задачи, варианты контрольной работы приведены в методических указаниях: «Физическая химия» 2002 г. издания, изд-во Хабар. гос. техн. ун-та, составленных Яргаевой В. А.

Примеры решения всех задач для контрольной работы приведены в методических указаниях «Физическая химия. Примеры решения задач» 2006 г. издания, изд-во Тихоокеанск. гос. ун-та, составленных Яргаевой В. А.

## Контроль знаний студентов

### 1. Текущий контроль знаний студентов

Контроль достижения целей обучения осуществляется на лекционных и лабораторных занятиях по контрольным вопросам и многовариантным заданиям, содержащимся в учебной литературе и методических разработках кафедры, тестовым заданиям, и также в форме устного опроса студентов.

#### Образец тестовых заданий для входного контроля к лабораторной работе

##### Тема: « I закон термодинамики. Расчет тепловых эффектов процессов »

1. Математическое выражение I закона термодинамики для изобарного процесса имеет вид \_\_\_\_\_.
2. Тепловой эффект при постоянном давлении определяется величиной \_\_\_\_\_.
3. Зависимость  $\Delta H$  от  $T$  при  $\Delta C_p < 0$  выражается графической зависимостью \_\_\_\_\_.
4. Стандартный тепловой эффект реакции по стандартным теплотам образования рассчитывается по формуле \_\_\_\_\_.
5. Зависимость теплового эффекта от температуры выражается уравнением \_\_\_\_\_.

##### Тема: « Термодинамика разбавленных растворов »

1. Коллигативными называют свойства растворов, которые не зависят от природы растворенного вещества, а зависят от \_\_\_\_\_ частиц.
2. Математическое выражение I закона Рауля ( II форма) устанавливает взаимосвязь между относительным понижением давления насыщенного пара растворителя над раствором с \_\_\_\_\_.
3. Изотонический коэффициент  $Al_2(SO_4)_3$  при  $\alpha=1$  равен \_\_\_\_\_.
4. Растворы с равными осмотическими давлениями называют \_\_\_\_\_.
5. Из двух растворов гипертоническим называют раствор \_\_\_\_\_, у которого осмотическое давление \_\_\_\_\_.



**Тема: «Равновесные электродные потенциалы. Определение ЭДС гальванического элемента и потенциала электрода»**

1. Электрод  $\text{MnO}_2, \text{Mn}^{2+}, \text{H}^+|\text{Pt}$  является электродом \_\_\_\_\_.
2. В качестве электродов сравнения используют, например, электроды \_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_.
3. Гальванический элемент, у которого диффузионный потенциал не равен нулю, называется элементом \_\_\_\_\_.
4. Положительным электродом в гальваническом элементе является электрод с \_\_\_\_\_ значением электродного потенциала.
5.  $\Delta G$  реакции, протекающей в гальваническом элементе, связана с ЭДС соотношением \_\_\_\_\_.

**Тема: «Теории кинетики. Влияние температуры. Катализ»**

1. Уравнение Аррениуса в экспоненциальной форме имеет вид \_\_\_\_\_.
2. Температурный коэффициент химической реакции по Вант-Гоффу изменяется в пределах \_\_\_\_\_.
3. Катализатор влияет на энергию активации следующим образом: \_\_\_\_\_.
4. Вещества, усиливающие каталитическую активность катализаторов называют \_\_\_\_\_.
5. Согласно мультиплетной теории катализатор выполняет свои функции, если соблюдаются принципы \_\_\_\_\_ и \_\_\_\_\_ соответствия.

**Образец тестовых заданий для самоконтроля студентов**

**Тема: "Химическая термодинамика и химическое равновесие"**

1. Схема  $\text{фенол}_{(к)} \leftrightarrow \text{фенол}_{(ж)}$  отражает процесс  
1. химический; 2. возгонки; 3. конденсации; 4. плавления; 5. испарения.
2. Для процесса  $\text{CaCO}_{3(к)} = \text{CaO}_{(к)} + \text{CO}_{2(г)}$ ; справедливо утверждение  
1.  $\Delta H < 0$ ; эндотермический; температура в системе понижается;  
2.  $\Delta H > 0$ ; эндотермический; температура в системе понижается;

3.  $\Delta H < 0$ ; экзотермический; температура в системе понижается;  
 4.  $\Delta H > 0$ ; эндотермический; температура в системе повышается;  
 5.  $\Delta H < 0$ ; экзотермический; температура в системе повышается.
3. Тепловой эффект процесса  $\text{NaCl}_{(к)} + \text{aq} = \text{NaCl}_{(р)}$  при 298К имеет название  
 1. стандартная энтальпия образования вещества;  
 2. стандартная теплота сгорания вещества;  
 3. стандартная теплота гидратообразования; 4. интегральная теплота растворения;  
 5. теплота разбавления раствора.
4. Калорийность продуктов (по стандартным теплотам сгорания, кДж/моль) в ряду веществ  
 глюкоза( $\alpha$ ) - этанол - фруктоза  
 - 2802 - 1370, - 2827,0  
 изменяется следующим образом  
 1. увеличивается; 2. уменьшается; 3. проходит через максимум;  
 4. проходит через минимум; 5. практически не изменяется.
5. Для реакции  $\text{MgCO}_{3(к)} = \text{MgO}_{(к)} + \text{CO}_{2(г)}$  справедливо соотношение  
 1.  $\Delta H = \Delta U$ , т.к.  $\Delta n = 0$ ; 2.  $\Delta H < \Delta U$ , т.к.  $\Delta n < 0$ ; 3.  $\Delta H > \Delta U$ , т.к.  $\Delta n > 0$ ;  
 4.  $\Delta H = \Delta U$ , т.к.  $\Delta n > 0$ ; 5.  $\Delta H = \Delta U$ , т.к.  $\Delta n < 0$ .
6. Третий закон термодинамики - это закон  
 1. сохранения энергии; 2. возрастания энтропии в изолированной системе;  
 3. стремление энтропии вещества к нулю при  $T \rightarrow 0$ ;  
 4. независимости теплового эффекта от пути процесса; 5. постоянства состава системы.
7. Математическое выражение I закона термодинамики при  $P = \text{const}$  имеет вид  
 1.  $TdS > \delta Q$ ; 2.  $Q_V = \Delta U$ ; 3.  $dS = \delta Q / T$ ; 4.  $TdS > dU + W$ ; 5.  $Q = \Delta U + p\Delta V$ .
8. Энтропия в ряду веществ  $\text{CH}_{4(г)} - \text{C}_2\text{H}_6(г) - \text{C}_4\text{H}_{10(г)}$  изменяется следующим образом  
 1. увеличивается; 2. уменьшается; 3. проходит через максимум;  
 4. проходит через минимум; 5. практически не изменяется.
9. Энтропия практически не изменяется в ряду веществ  
 1.  $S_{(ромб)}$  -  $\text{SO}_{2(г)}$  -  $\text{SO}_{3(г)}$   
 2.  $\text{H}_2\text{O}_{(ж)}$  -  $\text{H}_2\text{O}_{(г)}$  -  $\text{H}_2\text{O}_{(к)}$   
 3.  $\text{F}_{2(г)}$  -  $\text{I}_{2(г)}$  -  $\text{Cl}_{2(г)}$   
 4.  $\text{SO}_{2(г)}$  -  $\text{C}_{(графит)}$  -  $\text{CO}_{2(г)}$   
 5.  $\text{O}_{3(г)}$  -  $\text{O}_{2(г)}$  -  $\text{O}_{(г)}$ .
10. Энтропия практически не изменяется в результате протекания реакции  
 1.  $2\text{H}_{2(г)} + \text{CO}_{(г)} = \text{CH}_3\text{OH}_{(г)}$ ; 2.  $\text{C}_{(графит)} + \text{O}_{2(г)} = \text{CO}_{2(г)}$ .  
 3.  $\text{CO}_{2(г)} + \text{H}_{2(г)} = \text{CO}_{(г)} + \text{H}_2\text{O}_{(г)}$ ; 4.  $4\text{NO}_{(г)} + 6\text{H}_2\text{O}_{(г)} = 4\text{NH}_3(г) + 5\text{O}_{2(г)}$ ;  
 5.  $\text{CaO}_{(к)} + \text{H}_2\text{O}_{(г)} = \text{Ca}(\text{OH})_{2(к)}$
11. Наименее прочным является соединение  
 $\Delta G^0_{298}$ , кДж / моль  
 1.  $\text{Na}_2\text{CO}_{3(к)}$  -1048,20  
 2.  $\text{BaCO}_{3(к)}$  -1132,77  
 3.  $\text{MgCO}_{3(к)}$  -1012,15

4.  $\text{FeCO}_3(\text{K})$  -665,09  
 5.  $\text{CaCO}_3(\text{K})$  -1128,35.

12. Критерием самопроизвольного протекания процесса в закрытой системе при  $V = \text{const}$ ,  $T = \text{const}$  является изменение функции  
 1.  $\Delta S > 0$ ; 2.  $\Delta H > 0$ ; 3.  $\Delta A < 0$ ; 4.  $\Delta G < 0$ ; 5.  $\sum \mu_i dn_i < 0$ .
13. Реакция  $\text{CaCO}_3(\text{K}) = \text{CaO}(\text{K}) + \text{CO}_2(\text{Г})$  не протекает самопроизвольно при  $P = \text{const}$  и  $T = 298\text{K}$ , потому что справедливо утверждение  
 1.  $\Delta H > 0$ ; 2.  $\Delta G > 0$ ; 3.  $\Delta G < 0$ ; 4.  $\Delta A > 0$ ; 5.  $\Delta S < 0$ .
14. Концентрационным признаком химического равновесия является утверждение  
 1.  $\Delta H = 0$ ; 2.  $\Delta G = 0$ ; 3.  $C_i = \text{const}$ ; 4.  $v = v$ ; 5.  $\Delta S = 0$ .
15. Константа химического равновесия  $K_p$  безразмерна, если соблюдается условие  
 1.  $\Delta n > 0$ ; 2.  $\Delta n = 0$ ; 3.  $\Delta n < 0$ ; 4.  $\Delta n = 1$ ; 5.  $\Delta n < 1$ .
16. Влияние исходного состава реагирующих веществ на направление самопроизвольного протекания реакции при  $P = \text{const}$  выражает уравнение  
 1.  $\Delta G = RT (\ln \Pi_{P'} - \ln K_p)$ ; 2.  $d \ln K_C / dT = \Delta U / RT^2$ ;  
 3.  $d \ln K_p / dT = \Delta H / RT^2$ ; 4.  $\Delta A = RT (\ln \Pi_{C'} - \ln K_C)$ ; 5.  $K_p = K_C (RT)^{\Delta n}$ .
17. С увеличением температуры при  $\Delta H = 0$  константа химического равновесия  $K_p$  изменяется следующим образом  
 1. увеличивается; 2. уменьшается; 3. проходит через максимум;  
 4. проходит через минимум; 5. практически не изменяется
18. Для реакции  $\text{NH}_3(\text{Г}) + \text{HCl}(\text{Г}) = \text{NH}_4\text{Cl}(\text{K})$  между константами  $K_p$  и  $K_C$  справедливо соотношение  
 1.  $K_p > K_C$ , т.к.  $\Delta n > 0$ ; 2.  $K_p = K_C$ , т.к.  $\Delta n = 0$ ; 3.  $K_p > K_C$ , т.к.  $\Delta n < 0$ ;  
 4.  $K_p = K_C$ , т.к.  $\Delta n > 0$ ; 5.  $K_p < K_C$ , т.к.  $\Delta n < 0$ .
19. Давление практически не влияет на смещение равновесия в системе  
 1.  $\text{H}_2(\text{Г}) + \text{I}_2(\text{Г}) \rightleftharpoons 2\text{HI}(\text{Г})$ ; 2.  $2\text{CO}(\text{Г}) + \text{O}_2(\text{Г}) \rightleftharpoons 2\text{CO}_2(\text{Г})$ ; 3.  $\text{CaCO}_3(\text{K}) \rightleftharpoons \text{CaO}(\text{K}) + \text{CO}_2(\text{Г})$ ;  
 4.  $2\text{NH}_3(\text{Г}) \rightleftharpoons \text{N}_2(\text{Г}) + 3\text{H}_2(\text{Г})$ ; 5.  $\text{NH}_4\text{OH}(\text{P}) \rightleftharpoons \text{NH}_3(\text{Г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{Ж})$ .
20. Максимальный выход продукта в реакции  $2\text{CO}(\text{Г}) \rightleftharpoons \text{CO}_2(\text{Г}) + \text{C}(\text{ГРАФИТ})$ ;  $\Delta H < 0$  соответствует условиям  
 1. высокое давление; низкая температура;  
 2. низкое давление; высокая температура;  
 3. низкое давление; низкая температура;  
 4. давление не влияет на процесс; низкая температура;  
 5. давление не влияет на процесс; высокая температура.

### Тема: « Фазовое равновесие. Растворы »

1. Число степеней свободы в равновесной системе, состоящей из насыщенного водного раствора  $\text{KCl}$  с кристаллами  $\text{KCl}$  при 298 K, равно величине:  
 1. 0; 2. 1; 3. - 1; 4. 2; 5. 3.

2. Число степеней свободы в равновесной системе, состоящей из смеси веществ:  $\text{MgCO}_{3(\text{к})}$ ,  $\text{MgO}_{(\text{к})}$ ,  $\text{CO}_{2(\text{г})}$ , равно величине:  
 1. 1; 2. 3; 3. 2; 4. 0; 5. -1.
3. Уравнение Клапейрона-Клаузиуса для процесса плавления имеет вид:  
 1.  $dp / dT = T\Delta V / \Delta H_{\text{ф.п.}}$ ; 2.  $dT / dp = RT^2 / \Delta H_{\text{ф.п.}}$ ; 3.  $dp / dT = \Delta H_{\text{ф.п.}} / RT^2$   
 3.  $dT / dp = T\Delta V / \Delta H_{\text{ф.п.}}$ ; 5.  $d \ln p / dT = RT^2 / \Delta H_{\text{ф.п.}}$
4. Раствор, в котором концентрация растворенного вещества мала и растворитель подчиняется законам идеальных растворов, а растворенное вещество не подчиняется, имеет название:  
 1. атермальный; 2. идеальный; 3. регулярный;  
 4. предельно разбавленный; 5. разбавленный.
5. Уравнение Вант-Гоффа для разбавленных растворов имеет вид:  
 1.  $\Pi = C_{\text{М}}RT$ ; 2.  $P_i = x_i P_i^0$ ; 3.  $\frac{\Delta P}{P^0} = x_2$ ; 4.  $x_1 d\mu_1 + x_2 d\mu_2 = 0$ ; 5.  $\mu^{(1)} = \mu^{(2)}$ ;
6. Понижение температуры замерзания раствора по сравнению с чистым растворителем прямо пропорционально составу раствора, выраженному величиной:  
 1. молярность; 2. моляльность; 3. титр; 4. массовая доля.; 5. молярная доля.
7. Температура кипения 1 - моляльных растворов увеличивается в ряду веществ:  
 1.  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} - \text{NaCl} - \text{AlCl}_3$ ; 2.  $\text{AlCl}_3 - \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 - \text{CuCl}_2$ ;  
 3.  $\text{MgCl}_2 - \text{Fe}(\text{NO}_3)_2 - \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ ; 4.  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 - \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 - \text{NaCl}$ ;  
 5.  $\text{NaCl} - \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} - \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ .
8. Температуры замерзания 0,5 - моляльных водных растворов (1).  $\text{AlCl}_3$ ;  
 (2).  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ; (3).  $\text{CH}_3\text{COOH}$  находятся в определенном соотношении:  
 1.  $T(1) \approx T(2) \approx T(3)$ ; 2.  $T(1) < T(2) < T(3)$ ;  
 3.  $T(1) > T(2) > T(3)$ ; 4.  $T(1) > T(2) < T(3)$ ; 5.  $T(1) < T(2) > T(3)$ .
9. Температуры кипения 1 - моляльных водных растворов (1).  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ; (2).  $\text{KCl}$ ;  
 (3).  $\text{MgCl}_2$  находятся в определенном соотношении:  
 1.  $T(1) > T(2) > T(3)$ ; 2.  $T(1) > T(2) < T(3)$ ; 3.  $T(1) \approx T(2) \approx T(3)$ ;  
 4.  $T(1) < T(2) < T(3)$ ; 5.  $T(1) < T(2) > T(3)$ .
10. Водный 0,5 молярный раствор  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$  при 298к гипотоничен раствору с осмотическим давлением  
 1. 1000 кПа; 2. 1100 кПа; 3. 1300 кПа; 4. 900 кПа; 5. 800 кПа.
11. Изотонический коэффициент водного раствора  $\text{MgSO}_4$  ( $M = 120$  г/моль;  
 $C = 10$  г/ 100 г  $\text{H}_2\text{O}$ ), кипящего при  $100,8^\circ\text{C}$ , равен величине  
 1. 1,43; 2. 1,85; 3. 2,54; 4. 1,53; 5. 1,00.
12. Температура кипения 0,5 - молярного водного раствора сахара равна величине

1. 100 °С; 2. 104,32 °С; 3. 2,89 °С; 4. 3,5 °С; 5. 1,54 °С

## 2. Выходной контроль знаний студентов

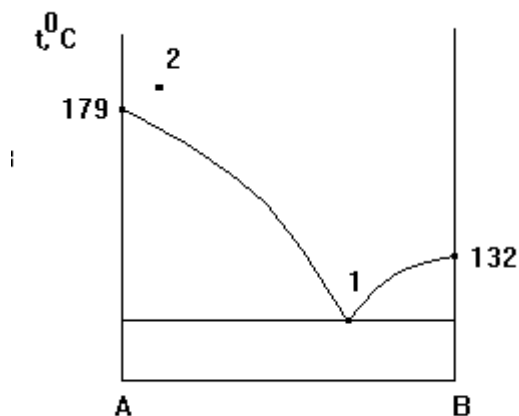
Дисциплина завершается зачетом и письменным экзаменом в 5 семестре и зачетом по окончании 6 семестра. Экзаменационные билеты включают все разделы теоретического курса, изучаемого в 5 семестре, а тестовые задания к зачету – в 6 семестре и соответствуют тематике лабораторных занятий и расчетно–графических работ.

### Образец экзаменационного билета

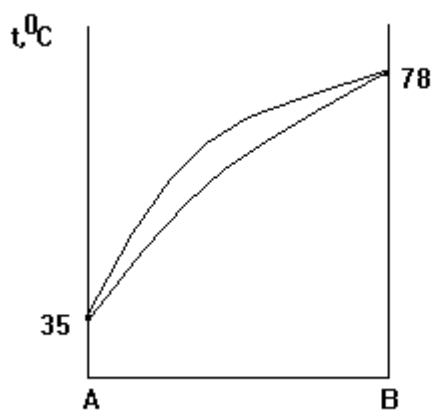
1. Как зависит тепловой эффект от температуры? Уравнение Кирхгофа и его анализ.
2. Каков физический смысл энергий Гиббса и Гельмгольца? Какие факторы на них влияют?
3. Какая связь между максимальной полезной работой, константой равновесия, начальным давлением (концентрацией) исходных веществ и продуктов реакции при постоянной температуре? Охарактеризуйте уравнение изотермы химической реакции.
4. Каковы химическое, термическое и механическое условия фазового равновесия?
5. Вычислите стандартную теплоту (энтальпию) образования ацетона из простых веществ, если его теплота сгорания при  $T = 298$   $\Delta H_{\text{сгор}}^0 = -1787,012$  кДж/моль. Теплоты (энтальпии) образования  $\text{CO}_2(\text{г})$  и  $\text{H}_2\text{O}(\text{ж})$  возьмите из справочных таблиц.
6. Давление диссоциации  $\text{CaCO}_3$  при  $T = 1150$  К  
$$\text{CaCO}_3(\text{к}) = \text{CaO}(\text{к}) + \text{CO}_2(\text{г})$$
равно  $0,688 \cdot 10^5$  Па. Тепловой эффект диссоциации  $\Delta H = -167$  кДж. Определите температуру, при которой давление диссоциации равно  $1,01 \cdot 10^5$  Па.
7. Найдите молярную теплоту плавления дифениламина, если плавление сопровождается увеличением объема, равным  $95,8$  см<sup>3</sup>/кг. Изменение температуры плавления при изменении давления в точке плавления ( $54^\circ\text{C}$ )  $\frac{dT}{dp}$  равно  $0,027$  К/Па. Молярная масса дифениламина равна  $169,2$  г/моль.

### Образец теста выходного контроля

1. Число степеней свободы в равновесной системе, состоящей из насыщенного раствора  $\text{KCl}$  и кристаллов  $\text{KCl}$  при  $298$  К, равно величине:  
1. 0 ;      2. 1 ;      3. -1 ;      4. 2 ;      5. 3.
2. Уравнение Клапейрона-Клаузиуса для процесса плавления имеет вид:  
1.  $dp / dT = T\Delta V / \Delta H_{\text{ф.п.}}$  ;    2.  $dT / dp = RT^2 / \Delta H_{\text{ф.п.}}$  ;      3.  $dp / dT = \Delta H_{\text{ф.п.}} / RT^2$   
3.  $dT / dp = T\Delta V / \Delta H_{\text{ф.п.}}$  ;      5.  $d \ln p / dT = RT^2 / \Delta H_{\text{ф.п.}}$
3. Для диаграммы плавкости А - В (камфора- мочевины) тип системы имеет определение:  
1. изоморфная с неограниченной растворимостью в твердой и жидкой фазах;  
2. неизоморфная с простой эвтектикой;  
3. неизоморфная с образованием устойчивого химического соединения;  
4. неизоморфная с образованием двух устойчивых химических соединений;  
5. с неограниченной растворимостью в жидкой фазе и ограниченной растворимостью в твердой фазе.



4. Числа компонентов, фаз и степеней свободы для диаграммы плавкости А-В (камфора - мочевины) в фигуративной точке 1 равны величинам:
1.  $K = 1, \Phi = 1, C = 1$  ;    2.  $K = 2, \Phi = 3, C = 0$  ;    3.  $K = 1, \Phi = 2, C = 0$  ;
  4.  $K = 2, \Phi = 1, C = 2$  ;    5.  $K = 2, \Phi = 2, C = 1$ .
5. Толуол является эффективным экстрагентом для извлечения йода из водного раствора, так как справедливы оба утверждения.
1.  $K_d = C_{I_2}^0 / C_{I_2}^B > 1$  ; йод лучше растворяется в воде;
  2.  $K_d < 1$  ; йод лучше растворяется в толуоле;
  3.  $K_d > 1$  ; йод лучше растворяется в толуоле;
  4.  $K_d < 1$  ; йод лучше растворяется в воде;
  5.  $K_d = 1$  ; йод в равной степени растворяется в воде и толуоле.
6. По виду диаграммы кипения А( $C_2H_5OC_2H_5$ ) - В( $CCl_4$ ) тип системы имеет определение:
1. идеальный раствор;
  2. реальный раствор с положительными отклонениями от закона Рауля без азеотропа;
  3. реальный раствор с отрицательными отклонениями от закона Рауля без азеотропа;
  4. реальный раствор с положительными отклонениями от закона Рауля с азеотропом;
  5. реальный раствор с отрицательными отклонениями от закона Рауля с азеотропом.



7. Ограниченно растворимые жидкости вода и бутиловый спирт 298 К способны в состоянии равновесия образовывать систему:
1. двухслойную систему из двух чистых жидкостей;
  2. двухслойную систему из двух насыщенных растворов;
  3. двухслойную систему из двух ненасыщенных растворов
  4. однофазный насыщенный раствор;
  5. однофазный ненасыщенный раствор.

8. Ионная сила в водном растворе, содержащем 0,3 М CuSO<sub>4</sub> и 0,3 М AlCl<sub>3</sub>, равна величине:  
 1. 2,5; 2. 1,0; 3. 3,5; 4. 3,0; 5. 4,5.
9. С увеличением концентрации раствора H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> его удельная электрическая проводимость изменяется следующим образом:  
 1. практически не изменяется; 2. увеличивается; 3. проходит через максимум; 4. проходит через минимум; 5. уменьшается.
10. Зависимость  $\lambda = f\sqrt{C}$  прямолинейна для электролита:  
 1. CH<sub>3</sub>COOH; 2. H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>; 3. HCN; 4. HCl; 5. H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>.
11. Методом измерения электрической проводимости раствора HF можно определить величину:  
 1. ПР; 2. S; 3. K<sub>w</sub>; 4. K<sub>d</sub>; 5.  $f_{\lambda}$ .
12. Схема электрода: Ag, AgCl | HCl | стекло | H<sup>+</sup> соответствует следующему типу электрода:  
 1. I рода; 2. редокс; 3. ионообменный; 4. газовый; 5. II рода.
13. Для электрода Pt | Ce<sup>4+</sup>, Ce<sup>3+</sup> уравнение Нернста для расчёта потенциала электрода имеет вид:  
 1.  $E = E_0 + (RT/zF) \ln a_{Ce^{3+}} / a_{Ce^{4+}}$ ; 2.  $E = E_0 - (RT/zF) \ln a_{Ce^{3+}} / a_{Ce^{4+}}$ ;  
 2.  $E = E_0 + (RT/zF) \ln a_{Ce^{4+}} / a_{Ce^{3+}}$ ; 4.  $E = E_0 - (RT/zF) \ln a_{Ce^{4+}} / a_{Ce^{3+}}$ ;  
 5.  $E = E_0 + (RT/zF) \ln a_{Ce^{4+}}$
14. Гальваническому элементу Cu | CuCl<sub>2</sub> | Hg<sub>2</sub>Cl<sub>2</sub>, Hg соответствуют оба предельных:  
 1. электрохимический; сложный; 2. концентрационный; простой; 3. сложный; без переноса;  
 4. электрохимический; простой; 5. концентрационный; с переносом.
15. Для реакции Ag<sup>+</sup> + H<sub>2</sub> = 2Ag + 2H<sup>+</sup>, протекающей в гальваническом элементе, схема элемента имеет вид:  
 1. Ag | Ag<sup>+</sup> || H<sup>+</sup> | O<sub>2</sub>, Pt; 2. Pt, H<sub>2</sub> | H<sup>+</sup> || Ag<sup>+</sup> | Ag; 3. Pt | H<sup>+</sup>, H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> || Cl<sup>-</sup> | AgCl, Ag;  
 4. Pt | H<sup>+</sup>, H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> || Ag<sup>+</sup> | AgCl, Ag; 5. Pt, H<sub>2</sub> | H<sup>+</sup> || Ag<sup>+</sup> | AgCl, Ag.
16. Для гальванического элемента Co | Co<sup>2+</sup> || Al<sup>3+</sup> | Al формула для расчета ЭДС имеет вид:  
 1.  $\varepsilon = E_{Co^{2+}/Co} - E_{Al^{3+}/Al}$ ; 2.  $\varepsilon = E_{Co^{2+}/Co} + E_{Al^{3+}/Al}$ ; 3.  $\varepsilon = E_{Al^{3+}/Al} - E_{Co^{2+}/Co}$ ;  
 4.  $\varepsilon = E_{Co^{2+}/Co} : E_{Al^{3+}/Al}$ ; 5.  $\varepsilon = E_{Co^{2+}/Co} \cdot E_{Al^{3+}/Al}$ .
17. По виду кинетического уравнения  $k = \frac{1}{\tau} \ln \frac{C_0}{C}$  порядок реакции равен величине:  
 1. 3; 2. 1; 3. 0; 4. 2; 5. дробный.
18. Реакция термодинамически возможна, а кинетически не возможна при изменении величин:  
 1.  $\Delta G = 0$ ; E<sub>a</sub> → max; 2.  $\Delta G < 0$ ; E<sub>a</sub> → 0; 3.  $\Delta G > 0$ ; E<sub>a</sub> → max;  
 4.  $\Delta G < 0$ ; E<sub>a</sub> → max; 5.  $\Delta G = 0$ ; E<sub>a</sub> = const.
19. Порядок и молекулярность реакции совпадают, если выполняется условие:  
 1. концентрации реагирующих веществ очень велики;  
 2. концентрации реагирующих веществ меньше концентрации продуктов;  
 3. реакция сложная многостадийная;  
 4. реакция простая одностадийная;  
 5. реакция гетерогенная.
20. Катализатор увеличивает скорость реакции, так как изменяется величина:  
 1. константа равновесия увеличивается;  
 2. константа равновесия уменьшается;

3. теплота выделяется;
4.  $E_a$  увеличивается;
5.  $E_a$  уменьшается.

### **Материально – техническое обеспечение дисциплины**

Для выполнения лабораторных работ используется набор химической посуды, реактивов и оборудования, а также приборы: термостаты, фотоэлектрокалориметры, кондуктометры, потенциометры, рН-метры – ионометры, электролизеры, электронные и технические весы, встряхиватели, выпрямители (источники постоянного тока) и др.

### **Методические рекомендации по организации изучения дисциплины.**

На основании программы дисциплины « Физическая химия » разрабатывается рабочая учебная программа дисциплины с учетом фактического числа часов, отведенных на её изучение.

Курс физической химии, соответствующий данной программе, должен содержать лекции, лабораторные занятия, индивидуальные занятия студентов с преподавателями и самостоятельную работу студентов.

Базовыми для изучения дисциплины « Физическая химия » являются курсы общей и неорганической химии, аналитической химии, высшей математики и физики. Из курса общей и неорганической химии используются сведения об основных химических понятиях и законах, свойствах простых и сложных неорганических соединениях, связи этих свойств с положением элементов в периодической системе элементов. Из курса аналитической химии используются основные химические методы анализа как качественные, так и количественные: титриметрия (кислотно-основная, окислительно-восстановительная и др.), физико-химические методы анализа. Из курса органической химии используются сведения о свойствах органических соединений. Из курса математики используются логарифмический метод, элементы дифференциального и интегрального исчисления. Из курса физики используются следующие разделы: молекулярная физика, статистическая термодинамика, электричество, оптика, законы диффузии и др.

Содержание лекционного курса по физической химии должно быть выстроено таким образом, чтобы наиболее полно отражалась основная задача – изучение взаимосвязи химических явлений с разнообразными физическими процессами: поглощением или выделением теплоты, теплопередачей, изменением объёма, электрическими явлениями, излучением или выделением света и др. Важно, чтобы у студента сложилось целостное представление о физической химии, как науке об общих законах, определяющих строение и химическое превращение веществ при разных внешних условиях, науке, являющейся неотъемлемой частью в ряду других химических дисциплин, формирующих химическую культуру у будущих инженеров химиков – технологов.

Лабораторный практикум должен быть нацелен на практическое изучение взаимосвязи химических и физических явлений, исследованию химических явлений с помощью разнообразных теоретических и экспериментальных методов физики и химии, выработку умения решать конкретные практические задачи для последующего применения физико-химических методов в прикладных химико-технологических дисциплинах.

Самостоятельная работа студентов (подготовка расчетно-графических работ) должна обеспечить выработку навыков самостоятельного творческого подхода к решению разнообразных научно-исследовательских и физико-химических задач, усвоение



основных положений и разделов физической химии, приобретение навыков работы с химической учебной, научной и справочной литературой.

Важнейшей частью изучения курса физической химии являются индивидуальные занятия студентов с преподавателем, которые включают обсуждения результатов каждой лабораторной и расчетно-графической работы, а также рассмотрение тех вопросов и положений содержания дисциплины, которые студент не смог усвоить в процессе самостоятельной работы.

Знания и навыки, приобретенные при изучении данной дисциплины « Физическая химия », являются теоретической базой для изучения дисциплин « Физико-химические методы анализа», «Коллоидная химия», а также прикладных химико-технологических дисциплин.

## Учебно-методическое обеспечение дисциплины

### Основная литература

1. *Стромберг А. Г.*, Семченко Д. П. Физическая химия. – М.: Высш. шк., 2001. – 527 с.
2. *Физическая химия*. В 2 т. / под ред. К. С. Краснова. – М.: Высш. шк., 2001. Т. 1. – 512 с. ; Т. 2. – 319 с.
3. *Бокштейн Б. С.* Краткий курс физической химии / Б. С. Бокштейн, М. И. Менделев – М. 2002. – 232 с.
4. *Евстратова К. И.* Физическая и коллоидная химия / К. И. Евстратова, Е. Е. Малахова. – М.: Высш. шк., 1990. – 249 с.
5. *Киселев Е. В.* Сборник примеров и задач по физической химии./ Е. В. Киселёв, Г. С. Каретников, И. В. Кудряшов – М.: Высш. шк., 1976. – 381 с.
6. *Ерёмин В. В.* Задачи по физической химии / В. В. Ерёмин [ и др. ] – М. : Экзамен, 2005. – 318 с.
7. *Краткий справочник физико-химических величин* / Под ред. А. А. Равделя, А. М. Пономаревой. – СПб.: «Иван Федоров», 2003. – 238 с.
8. *Рабинович В. А.* Краткий химический справочник / В. А. Рабинович, З. Я. Хавин. – СПб. : Химия, 1994. – 432 с.
9. *Физическая химия : методические указания к выполнению контрольных работ для студентов специальности 320700 «Охрана окружающей среды» ускоренной формы заочного обучения* / Сост. В. А. Яргаева. – Хабаровск Изд-во Хабар. гос. техн. ун-та, 2002. – 47 с.
10. *Физическая химия. Примеры решения задач : методические указания к выполнению контрольных работ для студентов специальностей 280201.65 «Охрана окружающей среды и рациональное использование природных ресурсов» и 240403.65 «Химическая технология природных энергоносителей и углеродных материалов» заочной формы обучения* / Сост. В. А. Яргаева. – Хабаровск : Изд-во ТОГУ, 2006. – 39 с.

### Дополнительная литература

1. *Физическая химия* / Под ред. Б. П. Никольского. – М.: Высш. шк., 1987. – 421 с.
2. *Киреев В. А.* Курс физической химии. – М.: Химия, 1975. – 776 с.
3. *Колпакова Н. А.* Физическая химия : в 2 ч. Ч. 1. / Н. А. Колпакова [ и др. ] – Томск, 1999. – 112 с.

4. Колпакова Н. А. Физическая химия : в 2 ч. Ч. 2. / Н. А. Колпакова [ и др.] – Томск, 1999. – 100 с.
5. Практикум по физической химии /под ред. С. В. Горбачева. – М.: Высш. шк., 1974. – 512 с.

## Словарь терминов и персоналий

**Автокаталитическая реакция** – реакция, которая ускоряется одним из продуктов реакции.

**Азеотроп** – жидкая летучая смесь, состав которой одинаков с составом равновесного с ним пара.

**Активированный комплекс** – промежуточное состояние в ходе химического превращения, когда старые связи еще не разорвались, а новые связи только еще образуются.

**Активность катализатора** – её мерой является изменение скорости химической реакции в результате введения в систему катализатора.

**Бинодальная кривая** отражает равновесие двух сопряженных фаз в тройной системе, состоящей из трех жидких компонентов.

**Вариантность системы (число степеней свободы)** – число независимых переменных (давление, температура и концентрация компонентов), которые можно изменять в некоторых пределах так, чтобы число и природа фаз оставались прежними.

**Двойной электрический слой (д.э.с.)** – подобие конденсатора возникает на границе раздела фаз и сопровождается возникновением скачка потенциала.

**Диаграмма состояния (фазовая диаграмма)** – диаграмма, выражающая зависимость состояния системы и фазовых равновесий в ней от внешних условий или от её состава.

**Диффузионный потенциал** возникает на границе между растворами двух электролитов разной концентрации за счет разной подвижности катиона и аниона при диффузии их из более концентрированного раствора в менее концентрированный.

**Ионная сила раствора** определяется как полусумма произведения концентрации ионов ( $C_{m,i}$ ) на квадрат их заряда ( $Z_i$ )

$$I = \frac{1}{2} \sum C_{m,i} \cdot Z_i^2$$

**Катализ** – изменение скорости химических реакций под действием веществ – катализаторов, многократно вступающих в промежуточное химическое взаимодействие с участниками реакции и восстанавливающих после каждого цикла промежуточного взаимодействия свой химический состав.

**Катализ ферментативный** – гомогенный катализ под действием ферментов – веществ белковой природы, которые каталитически регулируют процессы жизнедеятельности в живой природе.

**Коллигативные свойства растворов** зависят только от числа растворенных частиц и не зависят от их природы.

**Коннода** – линия, соединяющая составы двух равновесных фаз.

**Криоскопическая постоянная** численно равна понижению температуры замерзания раствора с моляльностью, равной единице.

**Линия ликвидуса** – линия, каждая точка которой отражает растворимость вещества в расплаве. Выше линии ликвидуса система находится в расплаве (жидком состоянии).

**Линия солидуса (эвтектическая прямая)** – линия, каждая точка которой показывает состав системы, состоящей из расплава эвтектического состава и двух твердых фаз. Ниже линии солидуса жидкая фаза отсутствует.

**Осмотическое давление** равно избыточному внешнему давлению, которое нужно приложить к раствору, чтобы прекратился осмос: самопроизвольное проникновение растворителя в раствор, отделенный от него полупроницаемой перегородкой, через которую может поступать растворитель, но не может проходить растворенное вещество, и в системе установилось равновесие.

**Полиморфное превращение** – переход данной кристаллической модификации при изменении внешних условий, например температуры, в другую модификацию.

**Промотеры в катализе** – вещества, которые сами не являются катализаторами, но усиливают их каталитическую активность.

**Равновесие термодинамическое** – состояние при котором система находится в наиболее вероятном состоянии.

**Равновесие фазовое** определяется равенством химических потенциалов каждого компонента во всех фазах системы.

**Селективность катализатора** – его способность ускорять один из возможных путей реакции, если она может протекать по разным направлениям с образованием различных продуктов.

**Стационарный режим протекания реакции**, если концентрации всех промежуточных веществ в данной точке пространства остаются постоянными.

**Термический анализ** – совокупность экспериментальных методов определения температуры, при которой в системе изменяется число фаз.

**Фигуративная точка** – любая точка на диаграмме, характеризующая температуру (давление) и состав системы в целом.

**Фугитивность** – величина, которую нужно подставить в выражении для химического потенциала идеального газа, чтобы получить значение химического потенциала для реального газа.

**Химический потенциал** – приращение энергии Гиббса при добавлении 1 моля  $i$ -того компонента к большому объёму системы при постоянных температуре и давлении.

**Эбуллиоскопическая постоянная** – повышение температуры кипения раствора для раствора с моляльностью, равной единице.

**Эвтектика** – смесь кристаллов веществ А и В, одновременно выпадающих при эвтектической температуре, которая ниже, чем температура плавления каждого из веществ.

**Экстракция** – извлечение растворенного вещества из раствора при помощи другого растворителя (экстрагента), практически несмешивающегося с первым и лучше растворяющего данное вещество.

**Электродный потенциал (условная величина)** – ЭДС элемента, в котором электродом сравнения служит один и тот же стандартный электрод (например, водородный).

**Энергия активации** равна превышению средней энергии активированного комплекса над средним уровнем энергии исходных веществ.

**Энтропийный (стерический) фактор** характеризует вероятность определенной геометрической конфигурации частиц при столкновении.

**Яды каталитические** – вещества, присутствующие в реагирующей смеси в ничтожном количестве и способные понижать или полностью подавлять активность катализатора.