**Федеральное агентство по образованию**

**ФГОУ СПО «Каменский химико-механический техникум»**

**(ФГОУ СПО «КХМТ»)**

**Методические указания и контрольные задания**

**по дисциплине**

**Физическая и коллоидная химия**

для студентов специальности 240505 (2511)

«Технология высокомолекуллярных и высокоэффективных

соединений и устройств»,

**заочное отделение**

2009 г.

**Цели и задачи дисциплины.**

Физическая и коллоидная химия является одним их важнейших разделов химии.

*Курс «Физическая и коллоидная химия» ставит своей целью* дать студентам знания основных термодинамических и физико-химических закономерностей протекания химических процессов, способов управления ими в производственных условиях.

В данных методических указаниях раскрывается рекомендуемая последовательность изучения курса, а также показывается распределение учебного времени между темами дисциплины.

Программа состоит из двух разделов «Физическая химия» и «Коллоидная химия». В первый раздел входят следующие темы «Агрегатное состояние вещества», «Химическая термодинамика», «Химическая кинетика», «Катализ», «Фазовое равновесие», «Растворы», «Электрохимия».

В теме «Химическая термодинамика» студенты знакомятся детально с современными методами расчета термодинамических свойств веществ и химического равновесия. С помощью термодинамических расчетов оценивается возможность, направление и пределы самопроизвольного течения процессов в заданных условиях.

В разделе химической кинетики вскрывается механизм реакций, что дает возможность управлять ими. Большое внимание при изложении материала по кинетике уделяется факторам, влияющим на скорость химических реакций. Подробно рассматриваются гомогенные и гетерогенные реакции, каталитические процессы, учитывается их использование в технологии.

Термодинамические, кинетические расчеты используются в теоретических основах химической технологии для описания технологических процессов.

Второй раздел рабочей программы «Коллоидная химия» включает изучение химии поверхностных явлений и дисперсных систем. Это направление химии открывает широкие возможности для развития современных технологий.

Лабораторный практикум знакомит с методами и приборами физико-химических исследований, с методикой выполнения необходимых расчетов, обоснованием определенных закономерностей, дает навык научно-исследовательской работы в целом.

Программой курса предусмотрены практические занятия, в рамках которых студенты выполняют работы по решению задач.

Содержание курса физической химии строится на базе знаний по химии, физики и математики в объеме учебной программы техникума по данной специальности.

**Требования к уровню освоения содержания дисциплины.**

Государственный образовательный стандарт профессионального образования определяет определенные требования к минимуму содержания и уровню подготовки студентов. Так, в результате изучения «Физической и коллоидной химии» студенты должны:

*иметь представления* об основных термодинамических и физико-химических закономерностях, физико-химических методах анализа;

*знать* основные свойства агрегатных состояний вещества, первое и второе начала термодинамики и их применение в химических процессах, способы управления химико-технологическими процессами, основные свойства коллоидных растворов, их молекулярно-кинетические свойства;

*уметь* рассчитывать параметры газов и газовых смесей, теплофизические и электрохимические характеристики веществ, применять таблицы стандартных термодинамических величин для расчета тепловых эффектов химических реакций.

Усвоение материала опирается на знания, полученные студентами при изучении математики, физики, неорганической, органической и аналитической химии, и обеспечивает подготовку к изучению дисциплин «Общей химической технологии», «Процессов и аппаратов химической промышленности».

В процессе самостоятельной работы следует пользоваться конспектами лекций по дисциплине и материалами практических занятий, а также индивидуальными консультациями преподавателя по наиболее сложным вопросам курса.

**Перечень разделов дисциплины**

**и распределение часов по видам учебных занятий**

**для заочного отделения.**

|  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Наименование разделов и тем | Макс. учебная нагрузка студента, час | Количество аудиторных часов при очной форме обучения | | | | Самостработа студента |
| Всего | Лаб. раб. | Практ. заня-  тия | Контр. работы |
| **Введение.**  Предмет и задачи  «Физической и коллоидной химии» | **3** | **1** |  |  |  | **2** |
| **Раздел 1. Физическая химия.** | **128** | **24** | **6** | **4** |  | **104** |
| 1.1. Молекулярно-кинетическая теория агрегатных состояний вещества. | 22 | 4 | 1 | 1 |  | 18 |
| 1.2. Основы химической термодинамики. | 25 | 5 | 1 | 2 |  | 20 |
| 1.3. Химическая кинетика. | 10 | 2 | 1 |  |  | 8 |
| 1.4. Катализ. | 10 | 2 |  |  |  | 8 |
| 1.5. Химическое равновесие. | 10 | 2 | 1 |  |  | 8 |
| 1.6. Фазовое равновесие*.* | 10 | 2 |  | 1 |  | 8 |
| 1.7. Растворы. | 19 | 3 | 1 |  |  | 16 |
| 1.8. Электрохимия. | 22 | 4 | 1 |  |  | 18 |
| **Раздел 2. Коллоидная химия** | **43** | **7** |  | **2** |  | **36** |
| 2.1. Дисперсные системы. | 25 | 5 |  | 2 |  | 20 |
| 2.2. Растворы высокомолекулярных соединений (ВМС). | 18 | 2 |  |  |  | 16 |
| **Всего:** | **174** | **32** | **6** | **6** |  | **142** |

**Содержание дисциплины**

**Введение.**

Предмет физической и коллоидной химии. Работы русских и зарубежных ученых в области физической и коллоидной химии.

Общенаучное и прикладное значение физической и коллоидной химии. Использование ее законов в целях охраны и восстановления окружающей среды.

Использование физико-химических закономерностей для нахождения оптимальных условий ведения химических процессов и сознательного управления ими в производственных условиях.

Физико-химические методы анализа и их значение для химической технологии.

Достижения современной физической и коллоидной химии и новые направления в ее дальнейшем развитии.

**Раздел 1. Физическая химия.**

**Тема 1.1. Молекулярно-кинетическая теория агрегатных состояний вещества.**

Общая характеристика агрегатных состояний вещества. Условия перехода из одного агрегатного состояния в другое.

Газовое состояние. Параметры состояния. Газовые законы и их графическое выражение. Уравнение состояния идеального газа Клапейрона-Менделеева. Универсальная газовая постоянная, ее физический смысл.

Уравнение реальных газов Ван-дер-Ваальса. Изотермы реального газа. Критическое состояние вещества. Сжижение газов. Эффект Джоуля-Томсона. Газовые смеси.

Состав смеси по массовым, объемным и молярным долям. Парциальное давление. Закон Дальтона, следствие из него.

Жидкое состояние вещества. Структура жидкости. Поверхностная энергия и поверхностное натяжение жидкости. Факторы, влияющие на величину поверхностного натяжения.

Вязкость жидкостей и газов. Измерение вязкости и поверхностного натяжения для различных технологических процессов. Температура кипения и ее зависимость от атмосферного давления.

Твердое состояние вещества, особенности. Классификация кристаллических решеток.

Плазма – 4-е агрегатное состояние вещества. Использование плазмы в химической технологии.

Практическое занятие. Решение задач с применение газовых законов. Решение задач с целью определения параметров газовой смеси. Расчеты с использованием уравнения состояния идеального газа.

Лабораторная работа. Определение поверхностного натяжения жидкости.

Студенты должны:

*знать* сущность молекулярно-кинетической теории, основные свойства агрегатных веществ, формулировки и математическое изложение газовых законов, численные значения универсальной газовой постоянной.

*иметь представление* о вязкости жидкостей и газов, значении вязкости и поверхностного натяжения для различных технологических процессов, типах кристаллических решеток твердых веществ, плазменном состоянии вещества, применении плазмы в химической технологии.

*уметь* производить расчеты параметров газов, газовых смесей, жидкостей; проводить лабораторные исследования жидкостей, обосновывать достоверность результатов лабораторных исследований и расчетов.

**Тема 1.2. Основы химической термодинамики.**

Предмет термодинамики, его сущность и значение для изучения химических процессов. Основные термодинамические понятия: система, процесс, функции состояния и функции процесса.

Первый закон термодинамики. Теплоемкость веществ. Внутренняя энергия и энтальпия системы. Теплоемкость смеси.

Работа расширения газа. Термодинамические свойства газов и газовых смесей.

Термохимия. Тепловой эффект реакции, как мера измерения внутренней энергии (изохорный процесс) и энтальпии (изобарный процесс) в химических системах Соотношения между ними. Закон Гесса – основной закон термохимии. Вычисление тепловых эффектов реакций по стандартным теплотам образования и сгорания компонентов реакции. Теплота растворения. Теплота нейтрализации. Закон Кирхгоффа.

Второй закон термодинамики. КПД термодинамического цикла Карно. Энтропия. Термодинамические свойства пара. Свободная энергия системы. Уравнение Гиббса-Гельмгольца. Принцип минимума свободной энергии.

Практические занятия. Расчет тепловых эффектов реакций по закону Гесса и справочной литературе, теплоемкости веществ.

Расчет Энергии Гиббса с применением справочных данных.

Лабораторная работа. Определение теплоты растворения соли.

Студенты должны:

*знать* основные понятия, формулировку и 1-го закона термодинамики, закон Гесса и следствия из него, понятие теплового эффекта реакции и зависимость его от различных факторов, связь между изохорным и изобарным тепловыми эффектами, способы определения направления протекания самопроизвольных процессов;

*иметь представление* о сущности и значении термодинамики для изучения химических процессов;

*уметь* производить расчеты теплот сгорания, определять тепловой эффект реакции по теплотам образования и теплотам сгорания веществ, участвующих в реакции, измерять теплоту растворения вещества калориметрическим методом, рассчитывать теплоемкость газовой смеси, рассчитывать изменение свободной и связанной энергии в химической реакции и делать выводы по результатам расчетов.

**Тема 1.3. Химическая кинетика.**

Понятие скорости химической реакции. Факторы, влияющие на скорость реакции. Кинетическая классификация реакций. Период полураспада. Цепные реакции, их особенности, стадии. Работы Н.Н. Семенова.

Практическое занятие. Расчеты кинетических параметров реакций и энергии активации.

Лабораторная работа. Изучение зависимости скорости реакции от концентрации исходных веществ и температуры.

Студенты должны:

*знать* основные кинетические параметры химических реакций, сущность энергии активации, особенности цепных реакций;

*иметь представление* об особенностях и стадиях цепных реакций, работах Н.Н.Семенова;

*уметь* определять скорость реакции, рассчитывать энергии активации.

**Тема 1.4. Катализ.**

Поверхностные явления и адсорбция. Изменение величины энергии активации химической реакции. Особенности каталитических реакций. Теория соединений гомогенного катализа. Автокатализ. Механизм гетерогенного катализа. Значение каталитических процессов в химической технологии.

Лабораторная работа. Построение изотермы адсорбции по экспериментальным данным (адсорбция уксусной кислоты на активированном угле).

Студенты должны:

*знать* особенности каталитических реакций, теорию промежуточных соединений гомогенного катализа, механизм действия катализатора;

*иметь представление* об автокатализе, механизме гетерогенного катализа, значении каталитических процессов в химической технологии;

*уметь* строить изотерму адсорбции по результатам эксперимента.

Контрольная работа по темам «Химическая термодинамика. Химическая кинетика. Катализ»

**Тема 1.5. Химическое равновесие.**

Обратимость химических реакций. Равновесие в гомогенных системах. Константы химического равновесия, выраженные через равновесные концентрации и равновесные парциальные давления. Связь между ними. Зависимость константы равновесия от различных факторов. Принцип Ле-Шателье. Факторы, влияющие на выход продукта.

Реакционная способность системы. Термодинамическая теория химического сродства.

Практические занятия. Расчет констант равновесия и выхода продукта реакции. Решение задач с применением принципа Ле Шателье, уравнения изотермы химической реакции. Расчеты равновесных концентраций

Лабораторная работа. Изучение влияния различных факторов на положение химического равновесия.

Студенты должны:

*знать* признаки истинного химического равновесия, формулы для расчета Кс и Кр, принцип Ле-Шателье, уравнение изотермы химической реакции;

*иметь представление* о факторах влияющих на константу равновесия, на выход продукта;

*уметь* пользоваться принципом Ле-Шателье, рассчитывать константы химического равновесия и равновесные концентрации, определять направление протекания химической реакции по величине энергии Гиббса.

**Тема 1.6. Фазовое равновесие*.***

Основные понятия фазового равновесия. Равновесие в однокомпонентных системах Фазовые равновесия и свойства растворов. Правило фаз Гиббса. Диаграмма состояния однокомпонентной системы (воды). Фазовое равновесие в двухкомпонентной системе. Диаграмма состояния двух компонентной системы (сплава двух металлов). Эвтектический сплав. Правило рычага. Водно-солевые системы.

Студенты должны:

*знать* основные закономерности фазовых равновесий;

*иметь представление* о неизоморфно кристаллизующихся и изоморфно кристаллизующихся двухкомпонентных системах;

*уметь* читать диаграммы одно- и двухкомпонентных систем.

Практические занятия. Диаграмма состояния 1-2-х компонентной системы. Решение задач с применением диаграмм состояния. Построение диаграммы плавкости 2-х компонентной системы.

**Тема 1.7. Растворы**

Общая характеристика растворов. Термодинамические свойства растворов. Растворение как физико-химический процесс. Классификация растворов. Растворы твердых веществ в жидкостях. Гидратная теория растворов Д.И.Менделеева.

Явление осмоса. Обратный осмос, его практическое значение. Закон Вант-Гоффа. Изотонический коэффициент. Коэффициент активности.

Равновесие в системе «раствор-пар». Закон Рауля. Эбуллиоскопия и криоскопия, их применение.

Растворы жидкостей в жидкостях Классификация жидких бинарных систем. Идеальные жидкие смеси. Закон Рауля.

Диаграммы «состав-упругость «пара» и «состав-температура кипения» для идеальных и реальных жидких смесей. Законы Д.П. Коновалова. Разделение азеотропных смесей.

Жидкие смеси с ограниченной растворимостью компонентов. Кривые растворимости.

Гетерогенные жидкие смеси. Перегонка под вакуумом. Экстракция. Закон распределения.

Растворы газов в жидкостях Зависимость растворимости газов от различных факторов. Закон Генри. Закон Генри-Дальтона. Коэффициент абсорбции.

Практические занятия. Расчеты с использованием закона Рауля. Расчеты с использованием закона Вант-Гоффа. Расчеты различных способов выражения концентрации раствора.

Лабораторная работа. Определение кажущейся степени диссоциации бинарного электролита криоскопическим методом.

Студенты должны:

*знать* сущность гидратной (сольватной) теории растворов Д.И. Менделеева; способы выражения концентрации растворов; классификация растворов по агрегатному состоянию, законы Вант-Гоффа, Рауля, Коновалова, Генри; классификацию жидких смесей по признаку взаимной растворимости компонентов; разновидности, цели и сущность процессов перегонки;

*иметь представление* об области применения обратного осмоса, криоскопии, эбуллиоскопии, экстрагирования;

*уметь* производить расчеты различных способов выражения концентрации, рассчитывать осмотическое давление в разбавленных растворах, определять понижение упругости пара растворителя над раствором.

**Тема 1.8. Электрохимия.**

Основные разделы электрохимии, их прикладное значение. Электрическое сопротивление и проводимость различных сред. Теория сильных и слабых электролитов. Взаимные превращения электрической и химической энергии. Основные особенности химических и электрохимических процессов. Проводники первого и второго рода.

Удельная и эквивалентная электропроводность растворов электролитов. Зависимость их от различных факторов. Эквивалентная электропроводность при бесконечном разбавлении. Закон Кольрауша.

Возникновение скачка потенциала на границе «Электрод – раствор». Равновесный электродный потенциал. Стандартный равновесный электродный потенциал как основная электрохимическая характеристика вещества. Ряд напряжений, его значение. Возникновение ЭДС. Гальванические элементы. Механизм возникновения в них тока. Диффузионный потенциал. Понятие о топливном элементе. Измерение ЭДС компенсационным способом.

Электрохимическая коррозия металлов и сплавов. Методы защиты от коррозии.

Электролиз и законы Фарадея. Выход по току. Практическое применение электролиза.

Практические занятия. Расчеты электропроводности с применением закона Кольрауша. Расчеты электродных потенциалов и ЭДС по формуле Нернста. Расчеты по законам Фарадея.

Лабораторные работы. Измерение удельной электропроводности растворов электролитов.Определение кажущейся степени диссоциации сильного электролита кондуктометрическим методом.

Изучение способов защиты металлов от коррозии.

Студенты должны:

*знать* закон Кольрауша; зависимость электропроводности растворов электролитов от различных факторов; механизм возникновения скачка потенциала на границе «электрод-раствор»; принцип построения ряда напряжений металлов, его значение; формулу Нернста; устройство химического и концентрационного элемента; порядок измерения ЭДС компенсационным методом; механизм электрохимической коррозии и методы защиты металлов от коррозии; законы Фарадея;

*иметь представление* о практическом применении электролиза;

*уметь* рассчитывать электропроводность по закону Кольрауша и таблицам подвижностей катионов и анионов; рассчитывать ЭДС элемента по формуле Нернста и ряду напряжений металлов; выполнять лабораторные эксперименты по заданию.

**Раздел 2. КОЛЛОИДНАЯ ХИМИЯ.**

**Тема 2.1. Дисперсные системы.**

Классификация дисперсных систем. Роль их в природе и технике. Получение дисперсных систем. Очистка и концентрирование. Устойчивость. Коагуляция. Строение дисперсных систем.

Грубодисперсные системы: суспензии, эмульсии, пены, аэрозоли. Факторы устойчивости, условия их образования. Практическое использование грубодисперсных систем.

Адсорбция на поверхности раздела жидкость-жидкость, жидкость-газ.

Лабораторная работа. Получение ультрамикрогетерогенных систем. Определение порога коагуляции.

Практические занятия. Построение мицелл золей. Определение заряда частиц у.м.г. систем. Расчет порога коагуляции.

Студенты должны:

*знать* классификацию дисперсных систем по степени дисперсности и агрегатному состоянию; методы получения и очистки у.м.г. систем; принципиальное отличие истинных растворов от коллоидных;

*иметь представление* о факторах устойчивости у.м.г. систем и способах их коагуляции; строении частиц у.м.г. системы.

*уметь* изобразить схему мицеллы коллоидного раствора; рассчитать порог коагуляции; определять природу коагулирующего иона.

**Тема 2.2. Растворы высокомолекулярных соединений (ВМС).**

Общая характеристика растворов полимеров. Сравнение их свойств со свойствами растворов низкомолекулярных соединений и коллоидными растворами. Термодинамическая устойчивость растворов ВМС. Самопроизвольное образование растворов ВМС путем неограниченного набухания полимеров.

Ограниченное набухание полимеров, его практическое значение. Растворение полимеров. Растворы ВМС в природе и технике.

Понижение устойчивости растворов ВМС. Высаливание. Образование объемных структур в растворах ВМС, стабилизация дисперсных систем посредством ВМС, адсорбция ВМС на различных материалах.

Студент должен:

*знать* структуру ВМС, их отличие от низкомолекулярных соединений; механизм набухания и растворения полимера;

*иметь представление* о применении полимеров;

*уметь* определять термодинамическую устойчивость ВМС, выделять условия стабилизации дисперсных систем.

**Программа лабораторного практикума**

- Определение поверхностного натяжения жидкости.

- Определение теплоты растворения соли.

- Изучение зависимости скорости реакции от концентрации исходных веществ и температуры.

- Изучение влияния различных факторов на положение химического равновесия.

- Определение кажущейся степени диссоциации бинарного электролита криоскопическим методом.

- Изучение способов защиты металлов от коррозии

**План практических (семинарских) занятий.**

- Решение задач с применение газовых законов и с целью определения параметров газовой смеси.

- Твердое состояние вещества, особенности. Классификация кристаллических решеток. Плазма, ее использование в химической технологии

- Вычисление тепловых эффектов реакций по стандартным теплотам образования и сгорания компонентов.

- Расчеты кинетических параметров реакций и энергии активации.

- Решение задач с применением диаграмм состояния. Построение диаграммы плавкости 2-х компонентной системы.

- Построение мицелл золей. Определение заряда частиц у.м.г. систем. Расчет порога коагуляции.

**Самостоятельная работа студентов.**

- Общенаучное и прикладное значение физической и коллоидной химии. Использование ее законов в целях охраны и восстановления окружающей среды.

- Использование физико-химических закономерностей для нахождения оптимальных условий ведения химических процессов и сознательного управления ими в производственных условиях.

- Предмет термодинамики, его сущность и значение для изучения химических процессов.

- Цепные реакции, их особенности, стадии. Работы Н.Н. Семенова.

- Значение каталитических процессов в химической технологии.

- Гидратная теория растворов Д.И.Менделеева.

- Явление осмоса. Обратный осмос, его практическое значение.

- Электрическое сопротивление и проводимость различных сред. Теория сильных и слабых электролитов. Взаимные превращения электрической и химической энергии.

- Электрохимическая коррозия металлов и сплавов. Методы защиты от коррозии.

- Роль дисперсных систем в природе и технике.

- Общая характеристика растворов полимеров. Сравнение их свойств со свойствами растворов низкомолекулярных соединений и коллоидными растворами.

- Растворы ВМС в природе и технике.

**ЗАДАНИЯ ДЛЯ КОНТРОЛЬНЫХ РАБОТ**

Данная контрольная работа заключается в выполнении заданий по основным вопросам дисциплины. Студентам предлагается 5 вариантов заданий.

Выбор варианта осуществляется по второй цифре номера зачетной книжки:

1 вариант – 1, 6;

2 вариант – 2, 7;

3 вариант – 3, 8;

4 вариант – 4, 9;

5 вариант – 5, 0.

Структура контрольной работы включает 7 практических и 2 теоретических задания по разным темам курса физической и коллоидной химии. Для выполнения практических заданий рекомендуется воспользоваться «Сборником задач и упражнений по физической и коллоидной химии» Гамеевой О.С. – стр. 4, 8, 15, 42, 59 - 65, 77, 122

По результатам проверки контрольная работа может быть зачтена или не зачтена. В последнем случае работа должна быть доработана студентом с учетом всех замечаний преподавателя и представлена на повторную проверку.

Итоговой формой контроля по дисциплине является экзамен.

**I вариант**

1. При 17оС давление газа в баллоне составляло 1,255 \* 107 Па. На сколько понизилась температура газа, если установившееся давление стало на 35% ниже первоначального?

2. Определить массу паров свинца в камере объёмом 12 м3 при 1640С. Давление паров свинца при этой температуре 8941 Па.

3. Вычислить давление 1 кмоль водорода, занимающего при 0оС объём 448 л. Использовать для расчётов уравнения состояния идеального и реального газов. Сравнить полученные результаты в том и другом случае с опытной величиной давления 5,228 \* 106 Па. Константы уравнения Ван-дер-Ваальса:

а = 0,0284 Дж\*м3/кмоль, b = 0,0219 м3/кмоль

4. Вычислить стандартную теплоту реакции дегидрирования этана

2С2Н6 = 2СН4 + С2Н2 + Н2

проводимой в газовой фазе. Теплоты сгорания этана, метана, ацетилена и водорода (кДж/моль) соответственно равны 1560; 890,2; 1299,0; 285,9.

5. Вычислить изобарно-изотермический потенциал ∆G0 реакций и дать заключение о возможности их протекания при стандартных условиях:

3С2Н2 = С6Н6 + ∆G10

CO2 + 2NH3 = NH2-CO-NH2 + H2O + ∆G20

CH3-CH2-CH2OH = CH3-CH=CH2 + H2O + ∆G30

Значения ∆G0 реагирующих веществ взять из таблицы:

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Вещество | кДж/моль | Вещество | кДж/моль |
| С2Н2 | +209,7 | NH3 | - 16,55 |
| С6Н6 | +123,48 | NH2-CO-NH2 | - 198,0 |
| СО2 | - 394,89 | C3H7OH | - 171,4 |
| Н2О | - 237, 5 | C3H6 | + 61,70 |

6. Вычислить молярность раствора поваренной соли, если массовая доля NaCl 0,005 (0,5%). Плотность раствора 1 г/см3.

7. В какую сторону сместятся равновесия реакций:

СО + 2Н2 = СН3ОН + 113,13 кДж

N2O4 = 2NO – 56,98 кДж

N2 + 3H2 = 2NH3 + 92,18 кДж

N2+ O2 = 2NO – 181,0 кДж

а) при понижении температуры; б) при понижении давления?

8. Понятие скорости химической реакции. Факторы, влияющие на скорость реакции.

9. Явление осмоса.

**II вариант**

1. За 1с. при 400оС и некотором давлении через дымовую трубу проходит 300 м3  дымовых газов. Определить их объём за это время при нормальной температуре и постоянном давлении.

2. Сколько килограммов паров эфира (С2Н5)2О содержится в 1 м3 воздуха, насыщенного парами эфира при 20оС? Давление паров эфира при данной температуре 58950 Па.

3. Вычислить давление 1моль сероводорода при 127оС, находящегося в сосуде вместимостью 500 см3, используя для этих целей уравнения Ван-дер-Ваальса и Менделеева - Клапейрона. Константы уравнения Ван-дер-Ваальса:

а = 0,545 Дж\*м3/кмоль, b = 0,0520 м3/кмоль

4. Вычислить теплоту образования бензола 6С + 3Н2 = С6Н6, если теплоты сгорания водорода, углерода и бензола соответственно равны (кДж/моль) 285,0; 394,0; 3282,4.

5. Вычислить стандартное изменение изобарного потенциала ∆G0 для реакции хлорирования метана: СН4 + Cl2 = СН3Сl (г)+ НСl + ∆G0

Воспользоваться табличными значениями ∆Н0298 и S0298.

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Вещество | ∆Н0298, кДж/моль | S0298, Дж/моль\*К |
| СН4 | - 74,85 | 186,27 |
| Cl2 | 0 | 222,98 |
| СН3Сl | - 86,31 | 234,47 |
| НСl | - 92,31 | 186,79 |

6. Определите молярность раствора серной кислоты концентрации 91%. Плотность раствора 1,825 г/см3.

7. Как повлияет повышение давления на равновесия реакций

PCl5 = PCl3 + Cl2

4HCl + O2 = 2H2O (пар) + 2Cl2

C3H8 = C2H4 + CH4

CO + H2O (пар) = CO2 + H2

MgCO3 = MgO + CO2

8. Обратимость химических реакций. Факторы, влияющие на смещение равновесия.

9. Растворение как физико-химический процесс.

**III вариант**

1. При н.у. плотность ацетилена 1,16 кг/м3. Определить плотность этого же газа под давлением 1,251 кг/м3 и 00С.

2. Какое количество гелия потребуется для наполнения оболочки стратостата вместимостью 1 м3 при 270С и нормальном давлении. Как изменится объем этого газа на высоте, когда давление станет 13320 Па, а температура понизится до -500С?

3. По уравнению Ван-дер-Ваальса вычислить температуру, при которой объем 1 кмоль сероводорода под давлением 6,66\*106 Па станет равным 500 л.

4. Вычислить тепловые эффекты следующих реакций:

С2Н4 + 2Н2О(ж) = 2СО + 4Н2

Fe3O4 + H2 = 3FeO + H2O (ж),

используя величины ∆Н0298 (С2Н4) = 52,3 кДж/моль, ∆Н0298(Н2О(ж))= - 285,83 кДж/моль, ∆Н0298 (СО)= -11,53 кДж/моль,∆Н0298 (Н2) = 0, ∆Н0298 (Fe3O4) = - 1117,13 кДж/моль,∆Н0298 (FeO) = - 264,85 кДж/моль

5. Вычислить стандартное изменение изобарного потенциала ∆G0 для реакции С2Н4 + Н2О = С2Н5ОН(ж)

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Вещество | ∆Н0298, кДж/моль | S0298, Дж/моль\*К |
| С2Н5ОН(ж) | -276,98 | 160,67 |
| С2Н4 | 52,30 | 219,45 |
| Н2О (ж) | - 285,83 | 69,95 |

6. Раствор хлорида калия содержит 245,7 г соли на 1000 г воды. Плотность раствора 1,131 г/мл. Вычислите молярность и процентную концентрацию раствора.

7. Как повлияет повышение давления и температуры на равновесия реакций

N2 + 3H2= 2NH3

N2 + O2 =2NO

СаСО3= СаО+СО2

CO2 + H2= CO + H2O

C4H10 = C4H8 + H2

8. Электрохимические цепи, стандартные электродные потенциалы, расчеты ЭДС на основе электродных потенциалов.

9. Характеристики агрегатных состояний вещества.

**IV вариант**

1. Сжатый воздух в баллоне имеет температуру 15оС. Во время пожара температура воздух в баллоне поднялась до 450оС. Взорвётся ли баллон, если при этой температуре он может выдержать давление не более 9,8 \*106 Па? Начальное давление 4,8\*106 Па.

2. При 17оС и 104000 Па масса 624 см3 газа составляет 1,560 г. Определить молекулярную массу газа.

3. По уравнению Ван-дер-Ваальса вычислить температуру, при которой объем 1 кмоль метана станет равным 2 м3 под давлением 2,0265\*106 Па.

4. Определить тепловой эффект реакции, выраженный через Q и ∆Н0

Fe3O4 + СО = 3FeO +СО2,

используя величины ∆Н0298(Fe3O4) = - 1117,13 кДж/моль,∆Н0298 (FeO) = - 264,85 кДж/моль.

5. Вычислить стандартное изменение изобарного потенциала ∆G0 для реакции 2СН3ОН = СН3-О- СН3 +Н2О(ж)

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Вещество | ∆Н0298, кДж/моль | S0298, Дж/моль\*К |
| СН3-СО-СН3 (г) | -217,57 | 294,93 |
| СН3ОН(ж) | - 238,57 | 126,78 |
| Н2О (ж) | - 285,83 | 69,95 |

6. Какова процентная концентрация 7,2 н NaOH, плотность раствора 1, 175 г/мл.

7. Как повлияет повышение давления на равновесия реакций

C4H10 = C2H4 + C2H6

H2 + I2 =2HI

3Fe + 4 H2O = Fe3O4 + 3H2

СО + 3H2 =СН4 +H2O(г)

СО2+ H2O = H2CO3

8. Катализ. Современные представления о механизме гетерогенного катализа.

9. Классификация растворов.

**V вариант**

1.При н.у. плотность азота 1, 251 кг/м3. Какое давление необходимо приложить, чтобы плотность этого газа при 00С стала 5 кг/м3.

2. При 150С и 100500 Па объем воздуха равен 15 л. Вычислить объем этого количества воздуха при н.у. и его плотность при заданных температуре и давлении. Газовую постоянную воздуха принять равной 287 Дж/(кг\*К).

3. Вычислить давление 1 кмоль диоксида серы при 1000С, заключённого в сосуд вместимостью 1 л, использовав для этого уравнения Ван-дер-Ваальса и состояния идеального газа. Сравнить оба этих результата. Константы уравнения Ван-дер-Ваальса:

а = 0,676 Дж\*м3/кмоль, b = 0,0565 м3/кмоль

4. Определить теплоту образования сероуглерода С +2S = CS2, используя следующие термохимические уравнения:

S + O2 = SO2 + 297,5 кДж/моль

CS2 + 3O2 = CO2 + 2SO2 +1109,9 кДж/моль

C + O2 = 394,0 кДж/моль

5. Вычислить стандартное изменение изобарного потенциала ∆G0 для реакции горения ацетона: СН3-СО-СН3 (г)+ 4О2 = 3СО2 + 3Н2О (ж) + ∆G0

Воспользоваться табличными значениями ∆Н0298 и S0298

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Вещество | ∆Н0298, кДж/моль | S0298, Дж/моль\*К |
| СН3-СО-СН3 (г) | -217,57 | 294,93 |
| О2 | 0 | 205,04 |
| СО2 | - 393,51 | 213,66 |
| Н2О (ж) | - 285,83 | 69,95 |

6. Вычислить молярность раствора серной кислоты, если массовая доля Н2SO4 0,48 (48%). Плотность раствора 1,380 г/см3.

7. В какую сторону сместятся равновесия реакций

NH4Cl = NH3 + HCl – Q

2H2S = 2H2 + S2 (пар) – 41,9 кДж

2CO + 2H2 = CH4 + CO2 + Q

MgCO3 = MgO + CO2 – Q

H2 + I2 (г) = 2HI – 51,8 кДж

а) при повышении температуры; б) при повышении давления?

8. Цепная реакция, ее основные стадии.

9. Какие объекты изучает коллоидная химия?

**Вопросы для подготовки к зкзамену.**

1. Дайте определение понятия «идеальный газ».
2. Сформулируйте законы Бойля-Мариотта, Гей-Люссака и Шарля.
3. Сформулируйте закон Дальтона.
4. Напишите основное уравнение молекулярно-кинетической теории газов. Укажите причины отклонения свойств реальных газов от свойств идеального газа.
5. Перечислите основные свойства жидкости.
6. Укажите основные отличия кристаллических твердых тел от аморфных.
7. Дайте формулировку первого закона термодинамики.
8. Напишите выражение, связывающее энтальпию и внутреннюю энергию термодинамической системы.
9. Сформулируйте закон Гесса.
10. Напишите формулу для расчета теплового эффекта химической реакции: по теплотам образования исходных веществ и продуктов реакции; по теплотам сгорания исходных веществ и продуктов.
11. Каково соотношение изобарной и изохорной теплоемкости для идеального газа?
12. Сформулируйте второй закон термодинамики.
13. В каком соотношении находятся молярные энтропии веществ в трех агрегатных состояниях?
14. Сформулируйте закон действующих масс.
15. Какие факторы влияют на константы равновесия?
16. Каково общее термодинамическое условие фазового равновесия?
17. Сформулируйте правило фаз Гиббса для системы, на которую из внешних факторов влияют только давление и температура.
18. Дайте определение понятия «растворы»?
19. Сформулируйте закон Рауля для компонента идеального раствора.
20. Каков физический смысл изотонического коэффициента и как он связан со степенью диссоциации растворенного вещества?
21. Сформулируйте первый и второй закон Коновалова.
22. Можно ли разделить перегонкой азеотропные смеси?
23. Какое устройство называют электрохимической цепью?
24. Дайте определение стандартному электродному потенциалу.
25. Как рассчитывают ЭДС на основе электродных потенциалов?
26. Каковы правила записи реакций, протекающих на отдельных электродах?
27. Какие электрохимические цепи называют химическими? Какие концентрационными? Приведите примеры.
28. Дайте определение понятия «скорость химической реакции». Какие факторы влияют на скорость реакции?
29. Сформулируйте основной постулат химической кинетики. В чем заключается физический смысл константы скорости реакции?
30. Каков физический смысл энергии активации?
31. Приведите пример цепной реакции, укажите ее основные стадии.
32. Дайте определение понятию «катализ». Можно ли, подбирая катализатор, изменить направление реакции?
33. Какие объекты изучает коллоидная химия?
34. Охарактеризуйте понятие «поверхностное натяжение». Каковы единицы его измерения?
35. Как рассчитать полную поверхностную энергию?
36. Опишите процесс адсорбции.
37. Опишите капиллярные явления.
38. Почему дисперсные системы рассеивают свет?
39. Какие оптические методы используются для определения частиц дисперсных систем?
40. Какие дисперсные системы называют лиофобными, какие лиофильными?
41. Чем обусловлена агрегативная неустойчивость лиофобных дисперсных систем? Какие процессы самопроизвольно протекают в таких системах?
42. Перечислите факторы агрегативной устойчивости дисперсных систем.
43. Охарактеризуйте мицеллообразование в растворах ПАВ.

**Учебно-методическое обеспечение дисциплины.**

**Основная литература.**

1. Белик В.В. Физическая и коллоидная химия: учебник / В.В.Белик, К.И.Киенская. – М.: Издательский центр «Академия», 2005.

**Дополнительная литература.**

* 1. Бережной А.И.. Химия: Учеб. пособие для вузов./А.И. Бережной, И.В. Росин, Л.Д. Томина. – М.: Высш. шк., 2005. – 191 с.
  2. Габриелян О.С. Химия: Учебник для студ. сред. проф. учеб. заведений / О.С. Габриелян, И.Г. Остроумов. – М.: Издательский центр «Академия», 2005. – 336 с.
  3. Гамеева О.С. Сборник задач и упражнений по физической и коллоидной химии. - М.: Высшая школа, 1980. – 191 c.
  4. Ерохин Ю.М. Химия: учеб. для сред. проф. учеб. заведений/ Ю.М. Ерохин. 8-е изд., стер.- М.: Издательский центр №»Академия», 2007. – 384 с.
  5. Методические пособия по проведению лабораторных работ. (КХМТ).
  6. Методические указания по проведению аудиторных занятий и практических работ (КХМТ).
  7. Хомченко И.Г. Общая химия: Учебник. – 2-е изд., испр. и доп. – М.: РИА «Новая волна»: Издатель Умеренков, 2008. 464 с.