

**ЧАСТНОЕ ПРОФЕССИОНАЛЬНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ
«ГАЗПРОМ ТЕХНИКУМ НОВЫЙ УРЕНГОЙ»**

УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКИЙ КОМПЛЕКС

по дисциплине «Физическая и коллоидная химия»
программы подготовки специалистов среднего звена
по специальности 18.02.09 Переработка нефти и газа
(для студентов очной формы обучения)

Учебно-методический комплекс по дисциплине (далее УМКД) «Физическая и коллоидная химия» входит в цикл общепрофессиональных дисциплин и является частью программы подготовки специалистов среднего звена ЧПОУ ГТНУ по специальности СПО 18.02.09. Переработка нефти и газа, разработанный в соответствии с ФГОС СПО третьего поколения.

Учебно-методический комплекс по дисциплине (УМКД) «Физическая и коллоидная химия» адресован студентам очной формы обучения.

УМКД включает теоретический блок, перечень практических занятий и лабораторных работ, задания по самостоятельному изучению тем дисциплины, вопросы для самоконтроля, перечень точек рубежного контроля, а также вопросы и задания по промежуточной аттестации.

РАЗРАБОТАЛА:

Елена Эдуардовна Прудникова, преподаватель ЧПОУ «Газпром техникум Новый Уренгой»

Данный учебно-методический комплекс
является собственностью

© ЧПОУ «Газпром техникум Новый Уренгой»

Рассмотрен на заседании кафедры нефтегазовых
специальностей и рекомендован к применению

Протокол № 7 от «10» 03 2017г.

Заведующий  Д.В. Сборщиков

Зарегистрирован в реестре учебно-методической
документации.

Регистрационный номер

247.УМК.ПН.ОП.05.КНГС.001-17

СОДЕРЖАНИЕ

Введение.....	4
1 Образовательный маршрут по дисциплине.....	8
2 Содержание дисциплины	9
3 Контроль и оценка результатов освоения дисциплины.....	50
4 Информационное обеспечение дисциплины.....	56

ВВЕДЕНИЕ

Уважаемый студент!

Учебно-методический комплекс по дисциплине Физическая и коллоидная химия создан Вам в помощь для работы на занятиях, при выполнении домашнего задания и подготовки к текущему и итоговому контролю по дисциплине.

УМК по дисциплине включает теоретический блок, перечень практических занятий и лабораторных работ, задания для самостоятельного изучения тем дисциплины, вопросы для самоконтроля, перечень точек рубежного контроля, а также вопросы и задания по промежуточной аттестации.

Приступая к изучению новой учебной дисциплины, Вы должны внимательно изучить список рекомендованной основной и вспомогательной литературы. Из всего массива рекомендованной литературы следует опираться на литературу, указанную как основную.

По каждой теме в УМК перечислены основные понятия и термины, вопросы, необходимые для изучения (план изучения темы), а также краткая информация по каждому вопросу из подлежащих изучению. Наличие тезисной информации по теме позволит Вам вспомнить ключевые моменты, рассмотренные преподавателем на занятии.

После изучения теоретического блока приведен перечень практических и лабораторных работ, выполнение которых обязательно. Наличие положительной оценки по практическим и лабораторным работам необходимо для допуска к экзамену, поэтому в случае отсутствия на уроке по уважительной или неуважительной причине Вам потребуется найти время и выполнить пропущенную работу.

В процессе изучения дисциплины предусмотрена самостоятельная внеаудиторная работа, включающая самостоятельную работу над отдельными темами учебной дисциплины, подготовку к аудиторным занятиям (лекциям, практическим, лабораторным), подготовку ко всем видам контрольных испытаний, в том числе к экзамену.

Содержание рубежного контроля (точек рубежного контроля) разработано на основе вопросов самоконтроля, приведенных по каждой теме.

По итогам изучения дисциплины проводится **экзамен**.

Экзамен сдается по билетам, вопросы к которому приведены в конце УМКД.

В результате освоения дисциплины Вы должны **уметь**:

- выполнять расчеты электродных потенциалов, электродвижущей силы гальванических элементов;
- находить в справочной литературе показатели физико-химических свойств веществ и их соединений;
- определять концентрацию реагирующих веществ и скорость реакций;
- строить фазовые диаграммы;
- производить расчеты параметров газовых смесей, кинетических параметров химических реакций, химического равновесия;
- рассчитывать тепловые эффекты и скорость химических реакций;
- определять параметры каталитических реакций.

В результате освоения дисциплины Вы должны **знать**:

- закономерности протекания химических и физико-химических процессов;
- законы идеальных газов;
- механизм действия катализаторов;
- механизмы гомогенных и гетерогенных реакций;
- основы физической и коллоидной химии, химической кинетики, электрохимии, химической термодинамики и термохимии;
- основные методы интенсификации физико-химических процессов;
- свойства агрегатных состояний веществ;
- сущность и механизм катализа;
- схемы реакций замещения и присоединения;
- условия химического равновесия;
- физико-химические методы анализа веществ, применяемые приборы;

- физико-химические свойства сырьевых материалов и продуктов.

В результате освоения дисциплины у Вас должны формироваться общие компетенции (ОК):

Название ОК	Результат, который Вы должны получить после изучения содержания дисциплины
ОК 2.	Организовывать собственную деятельность, выбирать типовые методы и способы выполнения профессиональных задач, оценивать их эффективность и качество.
ОК 3.	Принимать решения в стандартных и нестандартных ситуациях и нести за них ответственность.
ОК 4.	Осуществлять поиск и использование информации, необходимой для эффективного выполнения профессиональных задач, профессионального и личностного развития.
ОК 5.	Использовать информационно-коммуникационные технологии в профессиональной деятельности.
ОК 6.	Работать в коллективе и команде, эффективно общаться с коллегами, руководством, потребителями.
ОК 7.	Брать на себя ответственность за работу членов команды (подчиненных), результат выполнения заданий.
ОК 8.	Самостоятельно определять задачи профессионального и личностного развития, заниматься самообразованием, осознанно планировать повышение квалификации.
ОК 9.	Ориентироваться в условиях частой смены технологий в профессиональной деятельности.

Содержание дисциплины поможет Вам подготовиться к последующему освоению профессиональных компетенций в рамках профессионального модуля «ПМ-02 Ведение технологического процесса на установках I и II категорий».

В таблице приведены профессиональные компетенции, к освоению которых готовит содержание дисциплины Физическая и коллоидная химия.

Название ПК	Результат, который Вы должны получить после изучения содержания дисциплины
ПК 1.1.	Контролировать эффективность работы оборудования.
ПК 1.2.	Обеспечивать безопасную эксплуатацию оборудования и коммуникаций при ведении технологического процесса.
ПК 1.3.	Подготавливать оборудование к проведению ремонтных работ различного характера.
ПК 2.1.	Контролировать и регулировать технологический режим с использованием средств автоматизации и результатов анализов.
ПК 2.2.	Контролировать качество сырья, получаемых продуктов.
ПК 2.3.	Контролировать расход сырья, продукции, реагентов, катализаторов, топливно-энергетических ресурсов.
ПК 3.1.	Анализировать причины отказа, повреждения технических

	устройств и принимать меры по их устранению.
ПК 3.2.	Анализировать причины отклонения от режима технологического процесса и принимать меры по их устранению.
ПК 3.3.	Разрабатывать меры по предупреждению инцидентов на технологическом блоке.
ПК 4.1.	Организовывать работу коллектива и поддерживать профессиональные отношения со смежными подразделениями.
ПК 4.2.	Обеспечивать выполнение производственного задания по объему производства и качеству продукта.
ПК 4.3.	Обеспечивать соблюдение правил охраны труда, промышленной, пожарной и экологической безопасности.

Внимание! Если в ходе изучения дисциплины у Вас возникают трудности, то Вы всегда можете к преподавателю прийти на дополнительные занятия, которые проводятся согласно графику. Время проведения дополнительных занятий Вы сможете узнать у преподавателя, а также ознакомившись с графиком их проведения, размещенном на двери кабинета преподавателя.

В случае, если Вы пропустили занятия, Вы также всегда можете прийти на консультацию к преподавателю в часы дополнительных занятий.

1 Образовательный маршрут по дисциплине

Таблица 1

Формы отчетности, обязательные для сдачи	Количество
лабораторные занятия	34
практические занятия	12
точки рубежного контроля	2
итоговая аттестация	экзамен

Желаем Вам удачи!

2 Содержание дисциплины

Раздел 1 ФИЗИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Введение

Предмет физической и коллоидной химии. М.В. Ломоносов – основоположник физической химии. Общенаучное и прикладное значение физической и коллоидной химии.

Тема 1.1

Молекулярно-кинетическая теория агрегатных состояний вещества

Основные понятия и термины по теме: *идеальный газ, уравнение состояния, законы Бойля-Мариотта, Шарля, Гей-Люссака, Авогадро, универсальная газовая постоянная, парообразование, удельная теплота, смачивание, растекание, вязкость, текучесть.*

План изучения темы:

1. Газообразное состояние. Идеальный газ. Газовые законы, их математическое и графическое выражение. Следствия газовых законов.
2. Универсальное уравнение состояния идеального газа – уравнение Менделеева – Клапейрона. Универсальная газовая постоянная, ее физический смысл и размерность.
3. Реальные газы. Причины отличия свойств реальных газов от идеальных.
4. Газовые смеси, параметры их состояния, способы выражения состава смесей. Парциальные давления газов в смеси.
5. Общая характеристика жидкого состояния. Свободная энергия поверхности жидкости. Поверхностное натяжение. Явление смачивания. Парообразование.

6. Вязкость. Ее физическая сущность зависимость от различных факторов.

Виды вязкости.

Краткое изложение теоретических вопросов

Идеальным называется газ, находящийся в таком состоянии, при котором можно пренебречь силами межмолекулярного взаимодействия и собственным объемом его молекул. Уравнение состояния идеального газа вытекает из трех законов – Бойля – Мариотта, Гей – Люссака и Авогадро. Реальные газы подчиняются этим законам тем точнее, чем меньше давление и выше температура.

Закон Бойля – Мариотта. При постоянной температуре объем данной массы газа обратно пропорционален давлению. Если V_1 и V_2 – объемы газа при давлении P_1 и P_2 соответственно, то

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{P_2}{P_1}$$

или

$$V_1 \cdot P_1 = V_2 \cdot P_2 \text{ или } V \cdot P = \text{const}$$

Законы Гей – Люссака и Шарля. При постоянном давлении с повышением температуры на 1°C объем данной массы газа увеличивается на $1/273,151$ его объема при 0°C :

$$V = V_0 \left(1 + \frac{t}{273,15} \right)$$

Закон Авогадро: в равных объемах различных газов при одинаковых условиях содержится равное число молекул.

Число молекул (N_A) в одном моле вещества одинаково у всех веществ и равно $6,02 \cdot 10^{23}$ (число Авогадро, Приложение А). Следовательно, моли веществ, находящихся в газообразном состоянии при одинаковой температуре и одинаковом давлении, занимают равные объемы. При нормальных условиях (температура 0°C и давление $1 \text{ атм} = 760 \text{ мм рт.ст.} = 1,01325 \cdot 10^5 \text{ н/м}^2$) объем одного моля газа равен $22,414 \text{ л}^2$.

Уравнение состояния идеального газа – *уравнение Менделеева – Клапейрона* для одного моля газа имеет вид:

$$PV=RT$$

Закон Дальтона: общее давление смеси газов равно сумме парциальных давлений составных частей (компонентов).

$$P = p_1 + p_2 + \dots + p_r$$

где P – общее давление смеси газов, p_1, p_2, p_r – парциальные давления компонентов смеси.

Парциальное давление – это часть общего давления в газовой смеси. Оно равно тому давлению газа, которым он обладал бы, занимая один весь объем смеси.

Жидкость – одно из агрегатных состояний вещества. Основным свойством жидкости, отличающим её от других агрегатных состояний, является способность неограниченно менять форму под действием касательных механических напряжений, даже сколь угодно малых, практически сохраняя при этом объём.

Смачивание – это поверхностное явление, заключающееся во взаимодействии жидкости с поверхностью твёрдого тела или другой жидкости. Смачивание бывает двух видов: иммерсионное (вся поверхность твёрдого тела контактирует с жидкостью); контактное (состоит из трёх фаз – твердая, жидкая, газообразная).

Смачивание зависит от соотношения между силами сцепления молекул жидкости с молекулами (или атомами) смачиваемого тела (адгезия) и силами взаимного сцепления молекул жидкости (когезия).

Вязкость жидкости – следствие внутреннего трения между отдельными слоями жидкости, движущимися с разными скоростями. При ламинарном движении жидкости все слои движутся параллельно, по направлению от одного слоя к другому. Если скорости двух слоёв, находящихся один от другого на расстоянии m ,

равны и, то при переходе от слоя к слою на расстоянии 1 м скорость меняется на величину $u_1 - u_2/\chi$.

Различают динамическую вязкость (единица измерения в Международной системе единиц (СИ) – $\text{Па}\cdot\text{с}$, в системе СГС – пуаз; $1\text{ Па}\cdot\text{с} = 10\text{ пуаз}$) и кинематическую вязкость (единица измерения в СИ – $\text{м}^2/\text{с}$, в СГС – стокс, внесистемная единица – градус Энглера). Кинематическая вязкость может быть получена как отношение динамической вязкости к плотности вещества и своим происхождением обязана классическим методам измерения вязкости, таким как измерение времени вытекания заданного объёма через калиброванное отверстие под действием силы тяжести. Прибор для измерения вязкости называется вискозиметром.

Практическое занятие

Расчеты параметров газов и газовых смесей.

Лабораторная работа

Определение коэффициента динамической вязкости вискозиметрическим методом. Определение плотности жидкости.

Задания для самостоятельного выполнения:

1. Газ находится в баллоне при температуре 288 К и давлении $1,8\cdot 10^6\text{ Па}$. При какой температуре давление газа станет равным $1,55\cdot 10^6\text{ Па}$? Объем баллона считать постоянным?
2. Подготовка доклада «Использование плазмы в химической технологии».
3. Составить конспект «Твердое состояние. Тела кристаллические и аморфные. Общая характеристика кристаллического состояния».

Форма контроля самостоятельной работы:

выполнение и защита лабораторной работы

Вопросы для самоконтроля по теме:

1. Назовите основные свойства, отличающие реальный газ от идеального.
2. Сформулируйте законы Бойля-Мариотта, Гей-Люссака, Шарля, Авогадро.
3. Какими параметрами характеризуется критическое состояние вещества?

Тема 1.2

Основы химической термодинамики

Тема 1.2.1

Первый закон термодинамики

Основные понятия и термины по теме: *термодинамическая система, открытая, закрытая, изолированная, гомогенная, гетерогенная системы, фаза, энтальпия, теплоемкость, изохорный, изобарный, адиабатический процесс, закон Гесса, теплота сгорания, теплота растворения, теплота нейтрализации.*

План изучения темы:

1. Предмет термодинамики, ее основные понятия.
2. Химическая термодинамика и ее роль в изучении химических процессов.
3. Закон сохранения энергии и первый закон термодинамики, его содержание, формулировки, математическое выражение. Энтальпия.
4. Теплоемкость, ее общая характеристика. Виды теплоемкости, их взаимосвязь. Теплоемкость газов. Формула Майера. Коэффициент Пуассона.
5. Термохимия. Тепловой эффект реакции. Термохимические уравнения. Закон Гесса – основной закон термохимии. Теплоты образования, сгорания. Теплота растворения. Теплота нейтрализации.

Краткое изложение теоретических вопросов

Термодинамика изучает взаимные превращения различных видов энергии, связанные с переходом энергии между телами в форме теплоты и работы.

Первый закон термодинамики есть закон сохранения энергии в применении его к термодинамическим процессам.

Математическое выражение первого закона термодинамики будет иметь вид:

$$\Delta U' = Q - A$$

Из первого закона термодинамики вытекает ряд следствий, имеющих большое значение для физической химии и решения различных технологических задач. Рассмотрим применение первого закона термодинамики для идеальных газов в важнейших термодинамических процессах: изохорическом, изобарическом, изотермическом и адиабатическом.

Изохорический процесс

Изохорический процесс протекает при постоянном объеме, поэтому система никакой работы не совершает. В этом случае вся теплота расходуется на увеличение внутренней энергии системы. Если $V = \text{const}$, то $A = 0$, $Q = \Delta U$.

При изохорическом процессе количество теплоты, получаемое системой, можно вычислить по уравнениям:

$$Q_V = nC_V(T_2 - T_1)$$

Изобарический процесс

Если теплота поглощается системой при постоянном давлении, то в системе соответственно увеличивается энтальпия.

Если $P = \text{const}$, то $\Delta U = Q - A$, но $\Delta U + A = \Delta H$.

$$Q = \Delta H$$

Изотермический процесс

Если совершается изотермический процесс, то внутренняя энергия системы при этом не меняется. Вся сообщаемая теплота расходуется на работу по расширению системы. Если $T = \text{const}$, то $\Delta U = 0$, тогда $Q = A$.

Тепловым эффектом реакции называют теплоту, выделенную или поглощенную в ходе химической реакции, протекающей необратимо при посто-

янном давлении или постоянном объеме, причем температура исходных веществ (исх.) и продуктов реакции (прод.) одна и та же.

Все химические реакции сопровождаются поглощением или выделением тепловой энергии. Реакции, идущие с выделением тепла, получили название экзотермических, а с поглощением тепла – эндотермических. В термохимии приняты обратные обозначения. В термодинамике подводимая к системе теплота носит название положительной, а теплота, которая выделяется – отрицательной.

Основным законом термохимии является закон Гесса (1840 г.) – частный случай первого закона термодинамики: если процесс идет при постоянном давлении и при постоянном объеме, то тепловой эффект химической реакции зависит только от начального и конечного состояния реагирующих веществ и не зависит от пути, по которому реакция протекает.

В термохимических расчетах часто пользуются следствиями, которые вытекают из закона Гесса:

1. Тепловой эффект химической реакции равен разности между суммой теплот образования получающихся веществ и суммой теплот образования вступающих в реакцию веществ (с учетом их стехиометрических коэффициентов).

$$\Delta H_{\text{реакц}} = \sum (\Delta H_{\text{обр}})_{\text{прод}} - \sum (\Delta H_{\text{обр}})_{\text{исх}}$$

2. Тепловой эффект химической реакции равен разности между суммой теплот сгорания (сгор.) исходных веществ и суммой теплот сгорания продуктов реакции (с учетом их стехиометрических коэффициентов).

$$\Delta H_{\text{реакц}} = \sum (\Delta H_{\text{сгор}})_{\text{исх}} - \sum (\Delta H_{\text{сгор}})_{\text{прод}}$$

Практические занятия

1. Определение параметров состояния системы: расхода, тепла, работы, внутренней энергии в основных термодинамических процессах.
2. Расчет тепловых эффектов реакции по термохимическим уравнениям.

Лабораторная работа

Определение теплоты растворения соли. Определение теплоты нейтрализации.

Задания для самостоятельного выполнения:

1. Какое количество теплоты для изохорического нагревания 50 г углекислого газа в интервале температур от 300 до 400 °С, если $C_v=40,2$ дж/моль (9,6 кал/моль)?
2. Определите затраченную теплоту и совершенную работу изобарического ($1,013 \cdot 10^5$ н/м²) расширения 0,005 м³ кислорода при 20 °С до 0,00551 м³ при 50 °С.
3. Определите теплоту полного сгорания нитробензола, если его теплота образования равна 15,9 кДж.

Форма контроля самостоятельной работы:

выполнение и защита лабораторной работы

Вопросы для самоконтроля по теме:

1. Приведите пример равновесной термодинамической системы. Перечислите признаки ее равновесности.
2. Объясните на основании кинетической теории агрегатного состояния вещества различия между внутренней энергией, теплотой и работой.
3. Объясните различие между следующими понятиями: а) теплоемкость и теплота; б) Закон Гесса и первый закон термодинамики; в) теплота образования и теплота сгорания; г) теплота и тепловой эффект реакции.

Тема 1.2.2

Второй закон термодинамики

Основные понятия и термины по теме: *качественная неэквивалентность, энергия Гиббса и Гельмгольца, тепловая машина, энтропия.*

План изучения темы:

1. Недостаточность первого закона. Качественная неэквивалентность теплоты и работы. Процессы и их деление.
2. Содержание и формулировки второго закона термодинамики, ее физическая сущность. Тепловая машина.
3. Энтропия, ее физический смысл, характеристика, значение. Критерии протекания процессов.

Краткое изложение теоретических вопросов

Формулировки второго начала термодинамики:

1. По Клаузиусу: теплота не может самопроизвольно переходить от более холодного тела к более горячему;
2. По Оствальду: вечный двигатель второго рода невозможен, т.е. не существует машины, которая бы полностью превращала теплоту в работу;
3. По Томсону: невозможно получать работу при наличии только одного источника тепла в циклически действующей машине.

Второе начало (закон) термодинамики с учетом первого закона термодинамики дает возможность определить направление процесса, протекающего в системе. Вводится функция состояния S – энтропия, полный дифференциал (dS) которой определяется выражением

$$dS \geq \frac{\delta Q}{T},$$

где δQ – изменение теплоты в процессе бесконечного малого превращения, T – температура перехода, S – некоторая функция состояния, введенная Клаузиусом и названная энтропией.

Энтропия – величина экстенсивная, т.е. зависящая от количества вещества в системе. Энтропия подчиняется закону аддитивности, т.е. энтропия рав-

новесной термодинамической системы равна сумме энтропии отдельных её частей. Изменение энтропии в сложном процессе равно сумме изменений энтропии в отдельных стадиях процесса.

Знак неравенства относится к необратимому самопроизвольному процессу, знак равенства - к обратимому.

Энтропия является функцией состояния, т.е. её изменение не зависит от пути процесса (обратимый он или необратимый), а определяется начальным и конечным состоянием системы. Поэтому в основе расчета изменения энтропии лежит соотношение (1.1) для обратимого процесса, которое для конечного превращения от состояния 1 до состояния 2 следует проинтегрировать:

$$\Delta S = S_2 - S_1 = \int_{S_1}^{S_2} dS = \int_0^Q \frac{\delta Q}{T},$$

где S_1 и S_2 — энтропии соответственно начального и конечного состояний.

Процессы фазовых превращений (плавление, испарение, возгонка, полиморфные превращения и др.) протекают при постоянной температуре. Равновесное проведение этих процессов требует также и сохранения постоянного давления.

Задания для самостоятельного выполнения:

1. В результате расширения 20 кг гелия при температуре 298 К объем газа увеличился в 1000 раз. Рассчитайте изменение энтропии.
2. Рассчитайте изменение энергии Гельмгольца реакции $C_4H_{10} \rightarrow C_4H_6 + 2H_2$, протекающей в газовой фазе при температуре 300 К, если тепловой эффект этой реакции при постоянном давлении $\Delta H = 237$ кДж, а изменение энтропии $\Delta S = 230$ Дж/К.

Форма контроля самостоятельной работы:

подготовка и сдача темы «Характеристика влажного, сухого насыщенного и перегретого паров, параметры их состояния»

Вопросы для самоконтроля по теме:

1. Сформулируйте второй закон термодинамики.
2. Как зависит тепловой эффект химической реакции от температуры и чем определяется эта зависимость?
3. Является ли энтропия функцией состояния?

Тема 1.3

Химическое равновесие

Основные понятия и термины по теме: *обратимые и необратимые реакции, прямая и обратная реакции, химическое равновесие, константа химического равновесия, равновесная концентрация, равновесное парциальное давление, уравнение изотермы.*

План изучения темы:

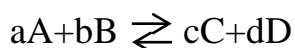
1. Химическое равновесие. Закон действующих масс.
2. Обратимость химических реакций. Прямая и обратная реакции.
3. Константы химического равновесия, выраженные через равновесные концентрации, равновесные парциальные давления, молярные доли и числа молей, связь между ними.
4. Факторы, влияющие на положение равновесия. Принцип Ле-Шателье.
5. Уравнение изотермы химической реакции и его практическое применение.

Краткое изложение теоретических вопросов

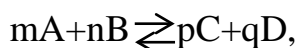
Химическим равновесием называется такое состояние обратимой химической реакции, при котором скорость прямой реакции равна скорости обратной и с течением времени не происходит изменения концентраций реагирующих веществ в реакционной смеси.

Химическое равновесие является динамичным и подвижным – с изменением внешних условий равновесие смещается в сторону исходных веществ (влево) или в сторону продуктов реакции (вправо). Равновесие возвращается к исходному состоянию, если внешние условия достигают первоначальных значений.

Константа химического равновесия - характеристика химического равновесия, отражающая взаимосвязь между равновесными концентрациями (или парциальными давлениями) веществ, участвующих в химической реакции:



В основе учения о химическом равновесии реакций лежит закон действующих масс. Применяя его для химической реакции общего вида:



можно написать:

$$K_c = \frac{[C]^p \cdot [D]^q}{[A]^m \cdot [B]^n}$$

Величину K_c называют константой химического равновесия, а уравнение – уравнением химического равновесия или математическим выражением закона действующих масс применительно к обратимым реакциям.

На химическое равновесие можно воздействовать и смещать его в нужную сторону, т.е. изменять выход продуктов реакции.

Изучение явлений химического равновесия сформулировать принцип смещения химического равновесия: если изменить одно из условий, при которых система находится в состоянии химического равновесия, то равновесие смещается в направлении той реакции, которая противодействует произведенному изменению (принцип Ле – Шателье).

Влияние температуры на химическое равновесие.

Химическое равновесие при повышении температуры должно сместиться в сторону эндотермической реакции (в том направлении, в котором протекает эндотермическая реакция), а при понижении температуры - в том направлении, в котором протекает экзотермическая реакция (в соответствии с качественным правилом—принципом Ле-Шателье).

Влияние давления на химическое равновесие.

При изменении общего давления в равновесной смеси в n раз парциальные давления всех участников реакции изменяются в одинаковое число раз. Если в реакции число молей газообразных веществ в правой и левой частях уравнения одинаково, то состав смеси останется равновесным (нет смещения равновесия). Если же число молей газообразных веществ в правой и левой частях уравнения не одинаково, то состав смеси в результате изменения давления станет неравновесным, пойдет химическая реакция, равновесие сдвинется.

Задания для самостоятельного выполнения:

1. Термодинамическая константа равновесия реакции: $2\text{P}_2(\text{г.}) + \text{CO}(\text{г.}) \rightarrow \text{CH}_3\text{OH}(\text{ж.})$ равна B . Вычислите K_p , K_c и K_x этой реакции при давлении $M \cdot 10^7$ Па.
2. В основу каталитической очистки выхлопных газов автомобиля положена реакция: $2\text{NO}(\text{г.}) + 2\text{H}_2(\text{г.}) \rightarrow \text{N}_2(\text{г.}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г.})$. Как повлияет на константу равновесия этой реакции:
 - а) увеличение концентрации водорода;
 - б) повышение общего давления системы;
 - в) повышение температуры системы.
3. Напишите уравнение закона действия масс для следующих реакций:
 - а) $2\text{SO}_2(\text{г.}) + \text{O}_2(\text{г.}) \rightarrow 2\text{SO}_3(\text{г.}); \quad \Delta H = ?$
 - б) $\text{ZnO}(\text{кр.}) + \text{H}_2(\text{г.}) \rightarrow \text{Zn}(\text{кр.}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г.}); \quad \Delta H = ?$
 - в) $\text{H}_2\text{O} + \text{C}(\text{графит}) \rightarrow \text{CO}(\text{г.}) + \text{H}_2(\text{г.}); \quad \Delta H = ?$

Форма контроля самостоятельной работы:

выполнение индивидуального задания по определению реакционной способности системы; расчет констант равновесия и выхода целевого продукта

Вопросы для самоконтроля по теме:

1. Сформулируйте закон действующих масс.
2. Приведите примеры необратимых реакций. Чем обусловлена их необратимость?
3. Какие факторы влияют на смещение химического равновесия?
4. Как влияет температура на константу равновесия? Что является мерой этого влияния?

Тема 1.4

Химическая кинетика

Основные понятия и термины по теме: *химическая кинетика, элементарная стадия, простая реакция, промежуточные частицы, закон действующих масс, общий кинетический порядок реакции, реакции первого и второго порядка, теория активных столкновений, энергетический, потенциальный барьер, энергия активации, цепные реакции.*

План изучения темы:

1. Химическая кинетика. Сущность химической кинетики. Основной закон химической кинетики. Константа скорости реакции и ее физический смысл.
2. Факторы, влияющие на скорость реакции. Молекулярность и порядок реакции. Кинетические уравнения первого и второго порядка.
3. Теория активных столкновений. Энергетический барьер реакции, потенциальный барьер, энергия активации.

4. Цепные реакции: механизм, стадии протекания, критические параметры.
5. Гетерогенные реакции. Пять стадий протекания реакций.

Краткое изложение теоретических вопросов

Химическая кинетика – раздел химии, изучающий механизм реакции и зависимость скорости протекающей реакции от различных факторов.

Скорость химической реакции – число элементарных актов реакции, происходящих за единицу времени в единице реакционного пространства. Мерой скорости является изменение количества вещества, вступившего в реакцию или образовавшегося в ходе реакции, в единицу времени в единице реакционного пространства.

Зависимость скорости химической реакции от концентрации.

«При постоянной температуре скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению молярных концентраций реагирующих веществ».

Физический смысл константы скорости реакции в том, что она равна скорости данной реакции при условии, что концентрации исходных веществ равны $c_A = c_B = 1$ моль/л. Константа скорости реакции зависит от природы реагирующих веществ и температуры, но не зависит от концентрации реагирующих веществ.

Зависимость скорости химической реакции от температуры.

Эмпирическую зависимость скорости от температуры установил Я. Вант-Гофф: «Скорость большинства химических реакций возрастает в 2-4 раза при повышении температуры на каждые 10 градусов»

Зависимость скорости химической реакции от катализатора.

Катализатор - это вещество, ускоряющее реакцию и к концу реакции остающееся в неизменном виде. Вещества, замедляющие реакцию, называются ингибиторами.

Сущность действия катализаторов заключается в уменьшении энергии активации реакции, что приводит к увеличению в системе числа активных мо-

лекул и, как следствие, к увеличению числа результативных столкновений молекул и возрастанию скорости реакции.

Кинетическое уравнение – математическое выражение, отражающее степенную зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ.

Полным порядком прямой реакции называется сумма показателей степеней (Σ_{ni}) для концентраций реагентов, входящих в кинетическое уравнение.

Реакции первого порядка.

Скорость прямой реакции первого порядка в каждый момент времени пропорциональна концентрации реагирующего вещества и выражается кинетическим уравнением в дифференциальной форме

$$-\frac{dc}{d\tau} = k_1 c$$

Реакции второго порядка.

К ним относится большинство бимолекулярных реакций, протекающих по схеме $A+B \rightarrow \text{продукты реакции}$ и некоторые тримолекулярные реакции. Скорость такой прямой реакции можно определить по убыли любого из реагирующих веществ, и она пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ:

$$-\frac{dc_A}{d\tau} = -\frac{dc_B}{d\tau} = k_2 c_A c_B$$

Лабораторная работа

Определение константы скорости реакции

Контрольная работа № 1

Задания для самостоятельного выполнения:

1. Во сколько раз увеличится скорость реакции при температуре 500 К, если катализатор уменьшает энергию активации на $\Delta E = 50$ кДж/моль?
2. Вычислить во сколько раз увеличится при повышении температуры на 150°C , если температурный коэффициент скорости реакции равен 2.
3. Взаимодействие оксида углерода (II) с хлором выражается уравнением: $\text{CO} + \text{Cl}_2 \leftrightarrow \text{COCl}_2$. Концентрация оксида углерода (II) равна 0,3 моль/л, а хлора – 0,2 моль/л. Как измениться скорость прямой реакции, если увеличить концентрацию оксида углерода (II) до 1,2 моль/л, а концентрацию хлора – до 0,6 моль/л? Считать, что эта реакция второго порядка.

Форма контроля самостоятельной работы:

выполнение и защита лабораторной работы

Вопросы для самоконтроля по теме:

1. Сформулируйте основной постулат химической кинетики.
2. Дайте определение понятия «скорость химической реакции».
3. Как влияет температура на скорость химических реакций?
4. Каков физический смысл энергии активации?
5. Приведите пример цепной реакции, укажите ее основные стадии.
6. Дайте определение понятия «гетерогенные реакции». Как они протекают?
7. Подготовьте конспект «Фотохимические и радиационно-химические реакции».

Тема 1.5

Адсорбция. Катализ

Основные понятия и термины по теме: адсорбция, адсорбенты, адсорбаты, катализ, катализатор, кислотно-основный катализ, гетерогенный катализ, десорбция, энергия активации, мультиплетный комплекс, автокатализ.

План изучения темы:

1. Адсорбция, основные понятия, механизм, типы адсорбции. Особенности процесса адсорбции на поверхности твердого тела и ее зависимость от различных факторов. Поверхностно-активные вещества, применение адсорбции.
2. Катализ, основные понятия, механизм, особенности. Активность катализатора.
3. Теория промежуточных соединений. Мультиплетная теория. Автокатализ.

Краткое изложение теоретических вопросов:

Явление поглощения твердым или жидким телом веществ из внешней среды называется *сорбцией*. Сорбция, происходящая только на поверхности тела, называется *адсорбцией*. Если же поглощение происходит всей толщей поглотителя, то такое явление называют абсорбцией.

Адсорбцию выражают в молях (или миллимолях) на см^2 поверхности поглотителя или в молях (миллимолях) на г, так как массу поглотителя определить легче, чем найти его поверхность. Адсорбция газов также может быть выражена в $\text{см}^3/\text{г}$.

Для коллоидных систем, обладающих высокоразвитой поверхностью, адсорбция - очень характерное явление, связанное со стремлением системы сократить избыточную поверхностную энергию за счет снижения поверхностного натяжения.

Вещества, способные, накапливаясь на поверхности, снижая поверхностное натяжение, называются *поверхностно-активными (ПАВ)*. ПАВ - это органические соединения, растворимые в воде, состоящие из углеводородных радикалов и функциональных полярных групп, обладающих значительным дипольным моментом ($-\text{COOH}$, $-\text{OH}$, $-\text{NH}_2$, $-\text{NO}_2$ и др.).

Адсорбционные процессы зависят от многих факторов, имеют различные механизмы и математическое описание в разных системах и чрезвычайно важны для коллоидно-химических объектов. Твердые адсорбенты широко используются в процессах очистки газов и растворов (пищевая и фармацевтическая промышленность, нефтехимия).

В 1889 г. Аррениус выдвинул предположение, согласно которому действие катализатора заключается в том, что он образует промежуточное соединение (интермедиат). Можно представить себе, что катализатор (C) вступает в реакцию с реагентом, называемым субстратом (S), в результате чего образуется промежуточное соединение CS. Затем это промежуточное соединение разлагается, образуя продукт P и прежний катализатор C:

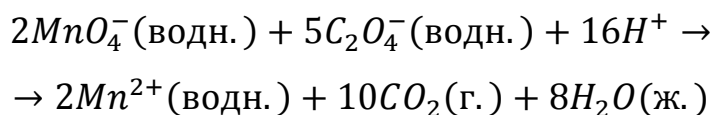
Стадия 1 $C + S \rightarrow CS$ промежуточное соединение

Стадия 2 $CS \rightarrow C + P$

Таким образом, катализатор расходуется на первой стадии и регенерирует на второй стадии.

Автокатализ

Так называется катализ реакции каким-либо из ее продуктов. Реакция вначале протекает медленно, но по мере образования продуктов она начинает ускоряться. Одним из наиболее широко известных примеров автокатализа является окисление щавелевой кислоты манганатом(VII) калия:



Эта реакция катализируется ионами Mn^{2+} . При комнатной температуре она протекает вначале очень медленно. Однако по мере образования ионов Mn^{2+} реакция постепенно ускоряется. В лабораторных условиях это очень легко проверить, добавляя в реакционную смесь некоторое количество ионов Mn^{2+} в виде раствора сульфата марганца (II). Если это сделать с самого начала, реакция будет сразу же протекать с заметной скоростью.

Лабораторная работа

Измерение адсорбции уксусной кислоты на поверхности активированного угля.

Задания для самостоятельного выполнения:

1. В равновесную химическую систему ввели катализатор, ускоряющий рассматриваемую реакцию 100 раз. Какие изменения произойдут в системе?
2. Как изменится выход целевого продукта каталитической реакции, если: а) если увеличить содержание катализатора в реакторе в два раза; б) повысить степень измельченности катализатора. Ответ поясните.

Форма контроля самостоятельной работы:

выполнение и защита лабораторной работы

Вопросы для самоконтроля по теме:

1. Опишите процесс адсорбции. В чем разница между абсолютной и избыточной адсорбцией?
2. Дайте определение понятиям «катализ», «кисотно-основный катализ».
3. Опишите влияние катализатора на основные кинетические характеристики химического процесса.
4. В чем заключается механизм действия катализаторов?
5. Что такое автокатализ?

Тема 1.6

Фазовое равновесие

Основные понятия и термины по теме: *фазовый переход, фазовое равновесие, фаза, компонент, степень свободы, правило фаз, эвтектика, ликвидус, солидус.*

План изучения темы:

1. Основные понятия фазового равновесия: фаза, компонент, степень свободы системы. Правило фаз Гиббса.
2. Классификация системы по числу фаз, компонентов, степеней свободы. Диаграмма состояния однокомпонентной системы (на примере воды).
3. Диаграмма состояния двухкомпонентной системы (на примере сплава двух металлов). Эвтектический сплав. Линии ликвидуса, солидуса.

Краткое изложение теоретических вопросов

В зависимости от внешних условий вещество может находиться в различных фазах, соответствующих его агрегатным состояниям.

Изменение агрегатного состояния вещества называется *фазовым переходом*. Таковы, например, испарение, конденсация, плавление, кристаллизация и т. п. Как и любой термодинамический процесс, фазовый переход протекает до установления в системе некоторого равновесного состояния, характеризуемого постоянством ее температуры, давления и термодинамического потенциала.

Равновесие в системе, в которой, кроме химического процесса, совершаются фазовые переходы, называют *фазовым равновесием*.

Фаза — это совокупность материальных частей системы, обладающих одинаковыми термодинамическими свойствами. Гомогенная система представляет собой одну сплошную фазу, а гетерогенная — состоит из двух или более фаз. Фазы гетерогенной системы отделены друг от друга поверхностями раздела.

Число фаз системы зависит от ее состава, внешних факторов и может изменяться от единицы до бесконечности. Разделение фазы на части или измельчение не отражается на ее численности.

Компонент — это однородная по химическим свойствам часть термодинамической системы, которая может быть выделена из нее и может существовать изолированно неограниченное время. Так, водный раствор поваренной со-

ли, хотя и состоит из частиц Na^+ , Cl^- и H_2O , является двухкомпонентной системой. Действительно, в изолированном состоянии существуют только молекулы поваренной соли NaCl и воды H_2O , а ионы Na^+ и Cl^- существовать в отдельности не могут.

Степень свободы – возможность произвольного изменения в определенных пределах какого-либо параметра состояния (температуры, давления, концентраций компонентов и т. п.), без нарушения фазового равновесия (без изменения числа и вида фаз, находящихся в равновесии).

Между числами фаз, независимых компонентов и степеней свободы равновесной термодинамической системы существует математическая зависимость, называемая *правилом фаз*: для любой равновесной термодинамической системы сумма числа степеней свободы S и числа фаз Φ равна сумме числа независимых компонентов k_n и числа внешних факторов p , влияющих на физическое состояние системы: $S + \Phi = k_n + p$

Добавление к чистому веществу второго компонента понижает температуру начала кристаллизации расплава в соответствии с природой системы и ее составом. При этом в первую очередь образуются кристаллы того вещества, содержание которого в системе больше, чем в смеси, называемой эвтектикой. На этом свойстве сплавов основано получение некоторых металлов путем кристаллизации их из расплавов, а также глубокая очистка индивидуальных веществ от примесей — так называемая зонная плавка.

Область зависимости температуры начала кристаллизации двухкомпонентной системы от состава называют ликвидусом (от латинского — жидкий), а конца кристаллизации — солидусом (от латинского — твердый).

Задания для самостоятельного выполнения:

1. Изобразите схематически диаграмму состояния воды в координатах p - T и укажите области существования фаз. Какими точками начинается и закан-

чивается линия зависимости давления насыщенного пара жидкости от температуры?

2. Укажите максимальное число фаз однокомпонентной системы, которые могут одновременно находиться в состоянии термодинамического равновесия.

Форма контроля самостоятельной работы:

выполнение и сдача расчётно – графической работы «Водно-солевые системы, криогидратная точка»

Вопросы для самоконтроля по теме:

1. Дайте определение понятиям «компонент», «фаза», «число термодинамических степеней свободы системы».
2. Назовите примеры фазового перехода. Каковы по знаку их теплоты?
3. Назовите примеры фазового равновесия. Каковы основные требования к фазовому равновесию.

Тема 1.7

Растворы

Основные понятия и термины по теме: *растворитель, растворенное вещество, сольваты, гидраты, осмос, осмотическое давление, изотонический коэффициент, криоскопия, эбулиоскопия, перегонка, ректификация, азеатропные смеси, экстракция, экстракт, рафинат, экстрагент.*

План изучения темы:

1. Общая характеристика растворов. Классификация растворов.

2. Осмос. Обратный осмос. Возможность использования обратного осмоса для очистки сточных вод. Осмотическое давление в растворах электролитов. Изотонический коэффициент и его физический смысл.
3. Термодинамическое равновесие в системе «раствор-пар». Понижение упругости пара растворителя над разбавленным раствором неэлектролитов и электролитов. Закон Рауля.
4. Повышение температуры кипения и понижение температуры замерзания разбавленных растворов неэлектролитов и электролитов. Эбулиоскопия и криоскопия. Практическое применение этих методов. Растворы жидкостей в жидкостях.
5. Перегонка, физические основы и сущность процесса. Первый закон Коновалова.
6. Ректификация: физическая сущность и теоретические основы процесса. Основные признаки ректификации. Азеотропные смеси. Второй закон Коновалова.
7. Равновесное распределение третьего компонента между двумя несмешивающимися жидкостями. Закон распределения. Экстракция.

Краткое изложение теоретических вопросов

Раствором называют гомогенную часть многокомпонентной системы. Одним из компонентов раствора называют растворителем, а остальные – растворенными веществами.

Электролиты в растворах диссоциируют на ионы, о чем сказано в гипотезе электролитической диссоциации (1887 г.) Аррениуса. Это явление принято характеризовать *степенью диссоциации* α , под которой подразумевается отношение числа молекул, диссоциировавших на ионы, к общему числу молекул растворенного вещества: $\alpha = N_{\text{д}}/N_{\text{общ}}$

Диссоциация молекул на ионы — обратимый процесс и контролируется он вторым законом термодинамики, т. е. его можно рассматривать как разновидность химического равновесия. Поэтому для более полной характеристики

электролитической диссоциации введена так называемая *константа диссоциации* K_d , которая является константой равновесия этого процесса.

Важная характеристика раствора — «частичная» концентрация. Для растворов неэлектролитов она совпадает с молярной концентрацией, а в случае растворов электролитов, как следует из вышеизложенного, она превышает ее. При расчете свойств растворов электролитов это обстоятельство необходимо учитывать, для чего вводится поправочный коэффициент i — *изотонический коэффициент* Вант-Гоффа.

Способ определения молярной массы неэлектролитов, основанный на понижении температуры начала кристаллизации жидкости при растворении в ней исследуемого вещества, называют *криоскопическим анализом* или *криоскопией*.

Способ определения молярной массы неэлектролитов, основанный на повышении температуры начала закипания жидкости при растворении в ней исследуемого вещества, называется *эбулиоскопическим анализом* или *эбулиоскопией*.

Коновалов в 1881 г. дал частное определение, дополняющее первый закон, названное *вторым законом Коновалова*: экстремумы на кривых давления пара над раствором отвечают такому равновесному состоянию системы, при котором состав пара над раствором совпадает с составом раствора. Растворы, состав которых отвечает указанным экстремальным точкам, называются *азеотропными смесями*. Они кипят как одно целое при постоянной температуре и не разделяются путем перегонки, поэтому их еще называют нераздельно кипящими смесями.

Если пар, равновесный с кипящим раствором, отвести от него и создать условия для конденсации, то получится новый раствор, обогащенный по сравнению с первым более летучим компонентом. Это явление нашло широкое применение для разделения смесей летучих компонентов, а способы такого разделения в зависимости от методов исполнения называют перегонкой или ректификацией.

Сущность перегонки заключается в кипячении разделяемого раствора в кубовой емкости с одновременным отведением паров с его поверхности через конденсатор в сборник, где собирается конденсат. Конденсат — это новый раствор, более обогащенный низкокипящим, т. е. более летучим, веществом, чем исходный раствор. По мере выкипания раствор постепенно обогащается высококипящим, т. е. менее летучим веществом. В результате этого температура кипения раствора в ходе перегонки непрерывно повышается, а его состав изменяется в сторону увеличения содержания высококипящего компонента. Перегонку применяют тогда, когда не требуется полного разделения смеси. Она эффективна только при значительном различии испаряемостей компонентов смеси, т. е. когда они сильно различаются по температурам кипения. Например, при разделении водно-ацетоновых, водно-спиртовых, уксусно-водных и т. п. смесей. проницаемую для растворителя, называют полупроницаемой. Такими свойствами по отношению к водным растворам обладают целлофан, пергамент, стенки кишечника, мочевого пузыря и т. п.

Ректификация — это многократно повторяющиеся процессы испарения, отвода пара и конденсации, проводимые в специальных аппаратах — ректификационных колоннах. Хотя по конструкции они отличаются друг от друга, принцип действия их одинаков. Все они разделены на сообщающиеся между собой секции — ректификационные тарелки. Конструкция этих тарелок позволяет жидкости и пару двигаться противотоком, вступая между собой в массообмен. В соответствии с первым законом Коновалова, проходя через ректификационную тарелку, пар обогащается низкокипящим компонентом, а жидкость — высококипящим. Изменяя число ректификационных тарелок в колонне, можно регулировать полноту разделения смеси. Чем больше тарелок, тем более четко разделяется смесь на компоненты.

Экстракция – способ извлечения веществ из сложных систем (жидких, твердых или смешанных) обработкой их селективным (избирательным) растворителем, называемым *экстрагентом*.

Чаще всего экстрагент не растворяется в обрабатываемой системе, а является отдельной фазой. В результате экстракции образуются: *экстракт* — раствор извлеченных компонентов в экстрагенте, и *рафинат* — обработанная смесь, обедненная извлекаемыми компонентами. Весь процесс экстракции ведут в специальных аппаратах — экстракторах, различающихся как по конструкции, так и по принципу действия.

Практические занятия

1. Растворы электролитов
2. Расчет коллигативных свойств растворов
3. Расчет процессов экстрагирования

Лабораторные работы

1. Определение молярной массы вещества криоскопическим методом.
2. Изучение распределения третьего компонента между двумя несмешивающимися жидкостями.

Задания для самостоятельного выполнения:

1. При 750С давление пара воды равно 289 мм.рт.ст. Оно понизилось на 3,69 мм.рт.ст. при растворении в 100 г воды 2,2 г хлорида аммония. Вычислите кажущуюся степень диссоциации соли хлорида аммония в этом растворе.
2. Вычислите давление пара раствора, содержащего в 44,7 г воды 9,472 г иодида кадмия, при 800С. Степень диссоциации соли в этом растворе равна 32,6%. Давление пара воды при этой температуре 355,1 мм.рт.ст.

Форма контроля самостоятельной работы:

выполнение и защита лабораторных и практических работ

Вопросы для самоконтроля по теме:

1. Приведите несколько примеров физических смесей и растворов. Чем они отличаются?
2. Сформулируйте первый и второй законы Коновалова.
3. Можно ли разделить перегонкой азеотропные смеси?
4. Каков физический смысл изотонического коэффициента i и как связан коэффициент со степенью диссоциации растворенного вещества?

Тема 1.8

Электрохимия

Основные понятия и термины по теме: электрохимия, элемент Даниэля, электродный потенциал, стандартный потенциал электрода, электродвижущая сила, химический элемент, концентрационный элемент, электроды сравнения.

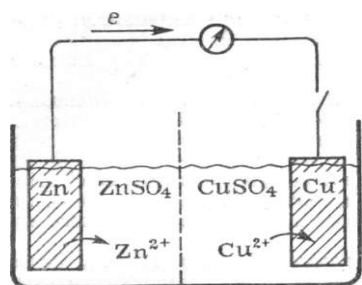
План изучения темы:

1. Электрохимия, ее прикладное значение. Основные особенности химических и электрохимических процессов. Электрическое сопротивление и проводимость.
2. Электролиз и законы Фарадея. Практическое применение электролиза. Понятие об ионной силе раствора, активности и коэффициенте активности.
3. Равновесный электродный потенциал. Стандартный равновесный электродный потенциал, как основная электрохимическая характеристика вещества. Формула Нернста. Ряд напряжений, ее значение.
4. Расчет ЭДС и равновесных электродных потенциалов.
5. Электроды сравнения. Возникновение электродвижущей силы (ЭДС). Химические и концентрационные элементы. Механизм возникновения в них тока, их особенности и область применения.

Краткое изложение теоретических вопросов

В термодинамическом отношении электрохимия — это наука, изучающая взаимные превращения химической и электрической форм энергии. Электрический ток в гальваническом элементе возникает под действием разности потенциалов, существующей между металлическими телами различной природы в точках их соприкосновения.

Схема действия элемента Даниэля.



Элемент Даниэля представляет собой сосуд, разделенный пористой перегородкой на два отсека. В одном из них находится раствор сульфата меди с погруженной в него медной пластиной, которая является положительным электродом элемента. В другом находится раствор сульфата цинка, в который погружена цинковая пластина, являющаяся отрицательным электродом. Пористая перегородка препятствует смешению растворов, сохраняя при этом ионную электрическую проводимость в элементе. Даниэль наблюдал, что при работе элемента (при подключении к нему какого-либо приемника электрической энергии или при замыкании электродов металлическим проводником тока) масса цинковой пластины убывает, а масса медной — увеличивается за счет осаждения на ее поверхности металлической меди.

Основная причина электрического тока, производимого гальваническим элементом, — возникновение *электродного потенциала*, под которым подразумевается разность электростатических потенциалов между электродом и находящимся с ним в контакте раствором.

Разность потенциалов, установившаяся между электродом и раствором при образовании двойного электрического слоя, называется *электродным потенциалом* ϕ . Он характеризует равновесное состояние системы электрод — раствор, и поэтому является ее термодинамическим свойством.

Ионы, которыми электрод обменивается с раствором и от концентрации которых зависит его потенциал, называют *потенциалопределяющими*, а сам электрод в таком случае считается *обратимым* по отношению к этим ионам.

Нормальный электродный потенциал φ^0 позволяет оценивать термодинамическую активность различных химических веществ. В связи с этим электроды характеризуют так называемым *стандартным потенциалом электрода*, который представляет собой (по предложению Нернста) разность нормальных потенциалов рассматриваемого и стандартного водородного электродов, определенных при 25 °C (298 K).

Гальваническим элементом называют устройство, в котором химическая энергия преобразуется в электрическую. Он состоит из двух электродов различной природы, которые погружены в соответствующие растворы электролитов, разделенные пористой перегородкой.

Если электроды такой гальванической пары замкнуть металлическим проводником, то по нему пойдет электрический ток — поток свободных электронов от более отрицательного (погруженного в менее концентрированный раствор) электрода к другому — менее отрицательному. В соответствии с этим материал первого электрода начнет окисляться, а его ионы переходить в раствор: концентрация раствора, в котором находится этот электрод, будет увеличиваться. На втором электроде в это время начнут восстанавливаться ионы, «притягиваемые» из «своего» раствора, что приведет к уменьшению концентрации этого раствора. Процессы эти будут идти вплоть до выравнивания концентраций растворов, в которых находятся электроды. Такую гальваническую систему называют *концентрационным элементом*, а производимый ею электрический ток можно считать получаемым за счет работы выравнивания концентраций растворов.

Если электроды такой гальванической пары замкнуть металлическим проводником, то поток электронов, устремившийся от более электроотрицательного электрода к менее электроотрицательному, нарушит установившееся в них окислительно-восстановительное равновесие. При этом на более элек-

троотрицательном электроде вещество раствора окисляется, а на менее электроотрицательном — восстанавливается. Такую гальваническую систему называют *окислительно-восстановительным элементом*, а производимый ею электрический ток можно считать получаемым за счет работы, производимой окислительно-восстановительной реакцией, идущей между веществами, находящимися в первом и втором растворах.

Контрольная работа № 2

Задания для самостоятельного выполнения:

1. По данным о стандартных потенциалах установите, осуществима ли при температуре 298 К в водном растворе реакция $\text{Ag}^+ + \text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Ag} + \text{Fe}^{3+}$. Рассчитайте константу равновесия этой реакции.
2. Вычислите э.д.с. гальванического элемента, составленного из стандартных цинкового и оловянного электродов.
3. Вычислите электродный потенциал цинка в растворе хлорида цинка, в котором активность ионов Zn^{2+} составляет $7 \cdot 10^{-2}$.

Форма контроля самостоятельной работы:

выполнение и сдача контрольной работы.

Вопросы для самоконтроля по теме:

1. Какое устройство называют электрохимической цепью? Опишите его устройство.
2. Что такое концентрационная цепь? Приведите пример.
3. Какие электроды называют окислительно-восстановительными? Приведите пример.
4. Дайте определение ЭДС электрохимической цепи.

5. Дайте определение стандартному электродному потенциалу. От каких факторов зависит его величина?

Раздел 2 ОСНОВЫ КОЛЛОИДНОЙ ХИМИИ

Тема 2.1

Дисперсные системы

Основные понятия и термины по теме: *дисперсные системы, дисперсионная среда, диспергационный метод, конденсационный метод, диффузия, седиментация, коагуляция, золи, эмульсии, пены, гели, аэрозоли, суспензии.*

План изучения темы:

1. Дисперсные системы: основные понятия. Классификация растворов по агрегатному состоянию и по степени дисперсности. Роль дисперсных систем в природе и в технике.
2. Получение дисперсных систем. Очистка и концентрирование дисперсных систем.
3. Устойчивость дисперсных систем. Коагуляция. Влияние различных факторов на устойчивость коллоидных систем.
4. Молекулярно-кинетические и электрокинетические свойства, оптические свойства дисперсных систем. Строение дисперсных систем.
5. Грубодисперсные системы. Эмульсии, пены, аэрозоли, суспензии. Факторы устойчивости грубодисперсных систем, условия их образования. Практическое использование грубодисперсных систем в технике.

Краткое изложение теоретических вопросов

Для общего описания дисперсных систем обычно используют понятие дисперсность, характеризующее степень измельченности дисперсной фазы. Дисперсность выражается через средний диаметр частиц дисперсной фазы или удельную поверхность раздела фаз. По дисперсности системы подразделяются на *грубодисперсные* — со средним диаметром частиц от 100 до 10000 нм, и *коллоидно-дисперсные* — со средним диаметром частиц от 1 до 100 нм; коллоидно-дисперсные системы часто называют *коллоидными растворами*.

Частицы дисперсной фазы грубодисперсных систем различимы в обычный микроскоп, задерживаются бумажным фильтром, а сама система расслаивается при стоянии. Таковы порошки, взвеси, суспензии, эмульсии, пены, аэрозоли и т. п.

Частицы дисперсной фазы коллоидно-дисперсных систем проходят через бумажный фильтр, невидимы в обычный микроскоп, сама дисперсная система не проявляет видимых изменений при стоянии.

Классификация дисперсных систем по дисперсности не дает полного представления о них. Поэтому в дополнение проводят классификацию по агрегатному состоянию дисперсной фазы и дисперсионной среды.

Таблица 4 - Классификация дисперсных систем по агрегатному состоянию фаз

Дисперсионная среда	Дисперсная фаза		
	Твердое тело	Жидкость	Газ
Жидкость (Ж)	Коллоидная система (золь), суспензия Т/Ж	Эмульсия Ж/Ж	Пена Г/Ж
Твердое тело (Т)	Сплавы, минералы Т/Т	Твердая эмульсия, гель Ж/Т	Пористые тела, твердая пена Г/Т
Газ (Г)	Дым (аэрозоль) пыль Т/Г	Туман (аэрозоль) Ж/Г	

К системам с жидкой (Ж) дисперсионной средой относятся:

лио́золь, представляющий собой диспергированное твердое тело, рассредоточенное в объеме жидкости — Т/Ж (коллоидные растворы металлов, например, золота и серебра, взвеси, суспензии и т. п.):

эмульсия, представляющая собой диспергированную жидкость, рассредоточенную в объеме другой жидкости, не растворяющейся в первой — Ж/Ж (молоко, майонез, маргарин, эмульсолы и др.);

пена, представляющая собой газ, диспергированный в жидкость — Г/Ж.

К системам с твердой (Т) дисперсионной средой относятся: *твёрдый золь*, представляющий собой мельчайшие включения твердого тела (кристаллики), рассредоточенные в объеме другого твердого тела — Т/Т (цветное стекло, многие сплавы и драгоценные камни — рубин, изумруд и т. п.);

твёрдая эмульсия (гель), представляющая собой мельчайшие капли жидкости, включенные в объем твердого тела — Ж/Т (жемчуг, опал, силикагель, алюмогель и т. п.);

твёрдая пена, представляющая собой газ, включенный в объем твердого — Г/Т (пемза, туф, пенобетон, пенопласты, пеностекло и другие пеноматериалы). К системам с газообразной (Г) дисперсионной средой относятся:

аэрозоли, представляющие собой диспергированное твердое (Т/Г) или жидкое (Ж/Г) тело, рассредоточенное в объеме газа (пыль, дым, туман).

Согласно принципам термодинамики, дисперсные системы не могут быть получены самопроизвольно. Для этого необходимо совершить определенные действия, связанные с затратой энергии. Размеры дисперсных частиц таковы, что последние можно получить либо дроблением крупных тел, либо объединением мелких (атомы, молекулы, ионы и т. п.) в агрегаты коллоидной степени дисперсности. Первый метод называется диспергационным, второй — конденсационным.

Дисперсные системы диспергационным методом обычно получают в присутствии поверхностно-активных веществ. Хрупкие материалы измельчаются обычно ударами, а вязкие — истиранием.

Коллоидная устойчивость дисперсных систем определяется их способностью сохранять неизменным свой внешний вид: окраску, прозрачность, «однородность». Коллоидную устойчивость условно классифицируют на седиментационную и агрегативную. Дисперсная система считается седиментационно-устойчивой, если ее дисперсные частицы не оседают, система не расслаивается, т. е. находится в стабильном седиментационном равновесии.

Седиментационная устойчивость в первую очередь зависит от размеров частиц дисперсной фазы. Если размер их менее 1000 нм, то система обычно обладает высокой седиментационной устойчивостью. В случае более крупных частиц система неустойчива, т. е. со временем расслаивается или в ней образуется осадок.

Способность дисперсной системы сохранять неизменными размеры частиц дисперсной фазы, называется агрегативной устойчивостью.

Уменьшение дисперсности системы (укрупнение частиц) происходит в основном в результате слипания частиц дисперсной фазы — коагуляции (флокуляции — в случае образования хлопьев). Внешне этот процесс сопровождается помутнением или изменением окраски системы.

Эмульсии — это дисперсные системы, образованные в простейшем случае двумя несмешивающимися жидкостями, одна из которых диспергирована в объеме другой, т. е. системы Ж/Ж. Размер частиц дисперсной фазы в эмульсиях изменяется в широких пределах, включая и коллоидную область (от 100 до 10000 нм). Но в большинстве случаев эмульсии — это грубодисперсные системы, содержащие капли дисперсной фазы, хорошо видимые в обычный микроскоп.

Пенами называют дисперсные системы, в которых дисперсной фазой является газ, а дисперсионной средой — жидкость, в случае жидких пен, или твердое тело, в случае твердых пен.

Пены — грубодисперсные системы. Пузырьки газа в них имеют большие размеры (видны невооруженным глазом). Они плотно прижаты друг к другу и

разделены лишь тонкими прослойками дисперсионной среды — пенной пленкой.

Аэрозоли — это дисперсные системы, в которых жидкие или твердые (кристаллические) частицы дисперсной фазы распределены в объеме газа. Размеры частиц дисперсной фазы в аэрозолях изменяются в широких пределах — от 100 до 10000 нм, охватывая область коллоидных и грубодисперсных систем.

Классифицируются аэрозоли на два типа: жидкость в газе — Ж/Г и твердое тело в газе — Т/Г. Аэрозоли типа Ж/Г в технологии обычно называются туманами, а типа Т/Г — дымом или пылью. В промышленной практике часто встречаются смешанные аэрозоли, называемые смогом — Т, Ж/Г.

Суспензии — это дисперсные системы с жидкой дисперсионной средой и твердой (кристаллической) дисперсной фазой. Отличаются они от подобных коллоидных растворов большими размерами частиц, т. е. низкой дисперсностью. Примерами суспензий являются глинистые, цементные и известковые растворы, глины, масляные густотертые краски, крахмальное молоко, абразивные пасты и т. п.

В зависимости от относительного содержания дисперсной фазы суспензии подразделяются на три типа: разбавленные, концентрированные и высококонцентрированные. Последние обычно называют *пастами*.

Лабораторная работа

Получение дисперсных систем. Определение порога коагуляции.

Задания для самостоятельного выполнения:

1. Для коагуляции 10 мл золя иодида серебра потребовалось 4,5 мл 0,1Н раствора нитрата бария. Определить порог коагуляции электролита в ммоль/л.
2. Порог коагуляции 0,01М раствора $K_2Cr_2O_7$ по отношению к золю оксида алюминия равен 630 ммоль/л. Определите количество электролита, необходимое для коагуляции 10 мл этого золя.

Форма контроля самостоятельной работы:

выполнение и защита лабораторной работы

Вопросы для самоконтроля по теме:

1. Дайте характеристику дисперсных систем.
2. Дайте классификацию дисперсных систем по агрегатному состоянию, по отношению к растворителю.
3. Перечислите основные различия дисперсных систем и растворов.
4. В чем заключается строение дисперсных систем?
5. Перечислите факторы агрегативной устойчивости дисперсных систем.

Тема 2.2

Растворы высокомолекулярных соединений (ВМС)

Основные понятия и термины по теме: *липофильные полимеры, гидрофобные, контракция, набухание, пластификация, вязкость, желатенирование, тиксотропия, синерезис.*

План изучения темы:

1. Общая характеристика растворов полимеров. Сравнение их свойств со свойствами растворов низкомолекулярных соединений и дисперсными системами.
2. Влияние температуры на свойства ВМС. Пластификация. Желатинирование. Значение растворов ВМС.

Краткое изложение теоретических вопросов:

Сильно разбавленный раствор полимера небольшой молекулярной массы в очень хорошем представляет собой гомогенный молекулярный раствор. С увеличением концентрации или с ухудшением растворяющей способности растворителя, макромолекулы или сворачиваются в относительно плотный клубок – глобулу, или образуют агрегаты из нескольких макромолекул. Оба эти процесса приводят к возникновению новой фазы, т.е. к образованию мицелл. Раствор полимера, содержащий мицеллы, приобретает свойства обычного золя. Агрегативная устойчивость такого золя обусловлена тем, что при образовании мицеллы полярные или неполярные группы полимера определенным образом ориентируются на границе макромолекула-среда, благодаря чему вокруг мицелл возникает сольватная оболочка. Этот процесс аналогичен процессу ориентации при образовании мицелл из молекул ПАВ.

Так же как и в коллоидных растворах ПАВ, в реальных растворах высокомолекулярных соединений в равновесии находятся макромолекулы и их ассоциаты – мицеллы. Крайними случаями этого равновесия являются идеальный молекулярный раствор и лиофобный золь.

При контакте полимера с растворителем всегда происходит его набухание.

Набухание – это самопроизвольный процесс поглощения низкомолекулярного растворителя высокомолекулярным веществом, сопровождающийся увеличением массы и объема полимера. Набухание часто является начальным этапом растворения высокомолекулярных веществ. Различают ограниченное и неограниченное набухание.

При ограниченном набухании объем и масса полимера достигают определенных значений и дальнейший контакт полимера с растворителем не приводит к каким-либо изменениям. В результате ограниченного набухания полимер превращается в студень.

На первой стадии набухания (рис.1б) при увеличении объема полимера объем всей системы несколько уменьшается (контракция). На второй стадии объем набухшего полимера по сравнению с первоначальным объемом увеличи-

вается (рис. 1в), но при этом возможно и частичное растворение полимера (рис. 1 г).

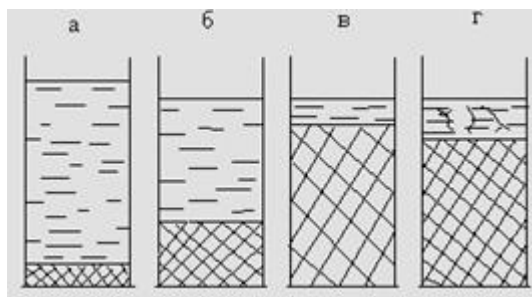


Рисунок 1 – Стадии ограниченного набухания:

а – система полимер-растворитель до набухания;

б – первая стадия набухания; в – вторая стадия набухания;

г – вторая стадия набухания с частичным растворением полимера.

ВМС называются такие вещества, которые имеют молекулярную массу от нескольких тысяч до миллиона и более.

Молекулы этих соединений с такой большой молекулярной массой (не ниже 10–15 тыс.) состоят из сотен и даже тысяч отдельных атомов, связанных друг с другом силами главных валентностей.

Каждая молекула ВМС представляет гигантское образование, поэтому такие молекулы принято называть макромолекулами.

Свойства ВМС зависят не только от величины молекул, но и от формы молекул. Молекулы полимеров бывают линейные, сферические, плоскостные, трёхмерные. Так, например, ВМС обладающие сферическими молекулами (гликоген, гемоглобин), при растворении почти не набухают. Это обусловлено тем, что силы сцепления между молекулами всегда меньше сил, приходящихся на цепную молекулу. Поэтому растворение таких веществ происходит легче.

ВМС с сильно асимметричными линейными вытянутыми молекулами (желатин, целлюлоза, её эфиры, каучук и др.) при растворении очень сильно набухают и образуют вязкие растворы.

Под действием таких факторов, как температура, могут происходить и другие изменения ВМС. Например, явление коацервации, т. е. разделение системы на 2 слоя:

I-й слой – концентрированный слой полимера ВМС и растворителя;

II-й слой – разбавленный раствор того же полимера. Внешне это происходит таким образом, что вначале отделяются отдельные капли, а затем образуется сплошной слой жидкости.

Под действием низкой температуры возможно такое явление, как *желатинирование*, или *застуднение*.

От высаливания застуднение отличается тем, что не происходит разделения системы с образованием осадка, а вся система в целом переходит в особую промежуточную форму своего существования – студень или гель, причем это состояние характеризуется полной утратой текучести раствора.

Если процесс перехода от набухания к растворению происходит самопроизвольно, то такие ВМС называются неограниченно набухающие. К ним относятся: некоторые камеди, слизи, белок, пепсин, трипсин, поливиниловый спирт, поливинилпирролидон и др. (т. е. молекулы со сферической формой). Если процесс перехода от набухания к растворению происходит только при определённых факторах (температура и т. д.), то такие ВМС называются ограниченно набухающими. К ним относятся: желатин, крахмал и др. с линейной формой молекулы.

Лабораторная работа

Исследование процесса набухания полимеров

Задания для самостоятельного выполнения:

1. Составить конспект «Набухание ВМС, самопроизвольное образование растворов ВМС путём неограниченного набухания полимеров».

2. Термодинамическая устойчивость растворов ВМС.

Форма контроля самостоятельной работы:

выполнение и сдача лабораторной и практической работ

Вопросы для самоконтроля по теме:

1. В чем заключается ограниченное набухание полимеров? Каково их практическое значение?
2. Что такое синерезис? Приведите примеры.
3. Растворы ВМС в природе и в технике. Понижение устойчивости растворов ВМС.

3 Контроль и оценка результатов освоения дисциплины

Текущий контроль

Перечень точек рубежного контроля	Охват тем	Форма контроля
Первая: с 01 по 05 марта	Тема 1.1 Молекулярно-кинетическая теория агрегатных состояний вещества	оценка выполнения практической работы защита лабораторной работы
	Тема 1.2 Основы химической термодинамики	оценка выполнения практической работы защита лабораторной работы
	Тема 1.3 Химическое равновесие	оценка устного ответа
	Тема 1.4 Химическая кинетика	оценка выполнения контрольной работы защита лабораторной работы
Вторая с 10 по 15 июня	Тема 1.5 Адсорбция. Катализ	защита лабораторной работы
	Тема 1.6 Фазовое равновесие	
	Тема 1.7 Растворы	оценка выполнения практической работы защита лабораторной работы
	Тема 1.8 Электрохимия	оценка выполнения контрольной работы
	Тема 2.1 Дисперсные системы	защита лабораторной работы
	Тема 2.2 Растворы высокомолекулярных соединений	защита лабораторной работы

Итоговый контроль по дисциплине

Вопросы к экзамену

1. Газообразное состояние. Идеальный газ. Основные газовые законы.
2. Уравнение Менделеева-Клайперона. Универсальная газовая постоянная.
3. Способы выражения состава смесей. Закон Дальтона.
4. Реальные газы. Уравнение Ван-дер-Ваальса.
5. Парообразование, смачивание, вязкость.
6. Термодинамика. Ее основные понятия и определения.
7. Состояние термодинамической системы, термодинамический процесс.
8. Первый закон термодинамики. Теплота, работа, внутренняя энергия.
9. Теплоемкость. Изобарная, изохорная теплоемкость. Уравнение Майера. Коэффициент Пуассона.
10. Второй закон термодинамики. Энтропия.
11. Тепловая машина.
12. Химическая кинетика. Основные понятия и определения.
13. Теория активных столкновений.
14. Цепные реакции: механизм, стадии протекания, критические параметры.
15. Гетерогенные реакции. Стадии протекания реакций. Управление гетерогенным процессом.
16. Катализ. Основные понятия и определения. Механизм действия катализаторов: теория промежуточных соединений, мультиплетная теория.
17. Адсорбция. Основные понятия и определения. Механизм адсорбции. Типы адсорбции.
18. Фазовое равновесие. Основные понятия и определения.
19. Фазовая диаграмма однокомпонентной системы.
20. Фазовая диаграмма двухкомпонентной системы.
21. Растворы. Свойства, строение. Растворы электролитов.
22. Осмос. Осмотическое давление.

23. Давление пара над раствором. Криоскопическая, эбулиоскопическая постоянные. Закон Рауля.
24. Перегонка и ректификация.
25. Реальные растворы. Азеотропные смеси. Второй закон Коновалова.
26. Гальванический элемент Даниэля. Электродный потенциал. Закон распределения Нернста.
27. Электролиз. Характеристика процесса. Работа электролизера. Применение электролиза.
28. Дисперсные системы. Классификация, получение, свойства, применение.
29. Эмульсии. Пены.
30. Аэрозоли. Суспензии.
31. При 17°C газ занимает объем 680 м^3 . Какой объем займет этот же газ при 100°C , если давление его останется неизменным?
32. Вычислить объем дымовых газов при нормальном давлении, если их объем при давлении $9,988 \cdot 10^{-4} \text{ н/м}$ и постоянной температуре равен 10 м^3 .
33. В стальном баллоне емкостью 12л находится кислород под давлением $1,418 \cdot 10^7 \text{ н/м}$ и при 0°C . Какой объем займет это количество кислорода (м^3) при нормальных условиях?
34. Взяты 5л азота, 2л кислорода, 3л двуокиси углерода под давлением соответственно $2 \cdot 10^5$; $2,5 \cdot 10^5$; $5 \cdot 10^5 \text{ н/м}^2$ и перемешаны, причем объем смеси равен 15л. Вычислить парциальные давления газов в смеси и ее общее давление.
35. Определить массу паров свинца в камере объемом 12 м^3 при 1640°C . Давление паров свинца при этой температуре равно 8941 н/м^2 .
36. Давление газа в закрытом сосуде при 31°C равно $1,12 \cdot 10^5 \text{ н/м}^2$. До какой температуры нужно охладить газ, чтобы давление его стало нормальным?
37. Определить теплоту, выделяемую при нейтрализации 100л аммиака (н.у.) серной кислотой, если: $\frac{1}{2} \text{ N}_2 + \frac{3}{2} \text{ H}_2 = \text{NH}_3 + 46,09 \text{ кДж}$
 $\text{H}_2 + \text{S}_2 + \text{O}_2 = \text{H}_2\text{SO}_4 + 883,3 \text{ кДж}$

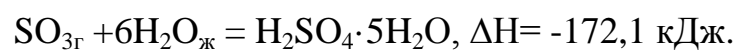
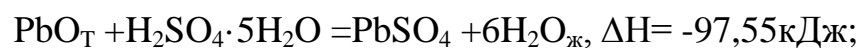
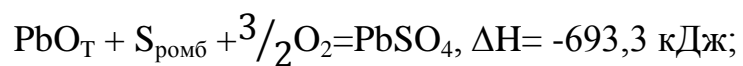


38. Объем азота под давлением $2,25 \cdot 10^5 \text{ н/м}^2$ равен 125л. Под каким давлением объем станет 10 м^3 ? Температура газа постоянна.
39. Газовая смесь приготовлена из 2л водорода под давлением 93280 н/м^2 и 5л метана под давлением 111900 н/м^2 . Объем смеси равен сумме объемов взятых газов в смеси. Найти общее давление смеси.
40. При нормальных условиях плотность азота равна $1,251 \text{ кг/м}^3$. Какое давление необходимо приложить, что бы плотность этого газа при 0°C стала 5 кг/м^3 ?
41. Определить какое количество теплоты выделится при взаимодействии 30кг фосфорного ангидрида с водой, если: $2\text{P} + \frac{5}{2} \text{O}_2 = \text{P}_2\text{O}_5 + 1508,4 \text{ кДж}$
- $$\text{H}_2 + \frac{1}{2} \text{O}_2 = \text{H}_2\text{O} + 285 \text{ кДж}$$
- $$2\text{P} + \text{H}_2 + 3\text{O}_2 = 2\text{HPO}_3 + 1912,3 \text{ кДж}$$
42. Какой объем занимает 700кг хлористого водорода при нормальных условиях?
43. Стальной баллон наполнен азотом под давлением $1,317 \cdot 10^7 \text{ н/м}^2$ и 18°C . При какой температуре давление азота достигнет рабочего давления $1,52 \cdot 10^7 \text{ н/м}^2$?
44. При 0°C и $4,558 \cdot 10^5 \text{ н/м}^2$ плотность азота $5,625 \text{ кг/м}^3$. Какова плотность азота при 0°C и $1,165 \cdot 10^5 \text{ н/м}^2$?
45. При 17°C газ занимает объем 680 м^3 . Какой объем займет этот же газ при 100°C , если давление останется неизменным?
46. Давление газа, занимающего объем $2,6 \text{ м}^3$ равно $1,5 \cdot 10^5 \text{ н/м}^2$. Каким станет давление, если не изменяя температуры, сжать газ до 500л.
47. Вычислить тепловой эффект реакции $\text{C}_2\text{H}_6 + \text{H}_2 \rightarrow 2\text{CH}_4$ $\Delta \text{H} - ?$ если теплоты сгорания этана, метана и водорода соответственно равны - 1562; -891 и -286,3 (кДж/моль).

48. Под каким давлением находится кислород, если плотность его при 0°C равна $6,242\text{кг/м}^3$? Плотность кислорода при нормальных условиях равна $1,429\text{кг/м}^3$.
49. При адиабатическом сжатии $0,002\text{м}^3$ кислорода давление газа повысилось от $1,013 \cdot 10^5$ до $2,026 \cdot 10^5\text{н/м}^2$. Чему равен конечный объем?
50. Вычислить тепловой эффект реакции восстановления оксида железа (II) водородом, пользуясь следующими данными:
- $$\text{FeO} + \text{CO} = \text{Fe} + \text{CO}_2, \Delta H = -13,19 \text{ кДж};$$
- $$\text{CO} + \frac{1}{2}\text{O}_2 = \text{CO}_2, \Delta H = -283,2 \text{ кДж};$$
- $$\text{H}_2 + \frac{1}{2}\text{O}_2 = \text{H}_2\text{O}, \Delta H = -242 \text{ кДж}.$$
51. При 27°C объем газа равен 16м^3 . До какой температуры нужно нагреть газ при постоянном давлении, чтобы его объем увеличился на 20м^3 ?
52. Один моль одноатомного газа, взятого при 25°C и давлении $1,013 \cdot 10^5\text{н/м}^2$ адиабатически расширился до $0,05\text{м}^3$. Найти конечное давление и температуру.
53. Вычислить тепловой эффект реакции $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$ $\Delta H = ?$ если теплоты образования оксида кальция, двуокиси углерода и карбоната кальция соответственно равны $-635,5$; $-395,5$ и $-1208,6$ кДж/моль.
54. Какой объем занимает 230кг водорода при нормальных условиях?
55. Определить массу хлороводорода, находящегося в емкости объемом 5л при 75°C и давлении 764мм. рт. ст.
56. При 25°C газ занимает объем 342м^3 . Какой объем займет этот же газ при 95°C , если давление останется неизменным?
57. Газовая смесь приготовлена из 5л кислорода под давлением 56350н/м^2 и 4л этана под давлением 165400н/м^2 . Объем смеси равен сумме объемов взятых газов в смеси. Найти общее давление смеси.
58. Объем кислорода под давлением $4,15 \cdot 10^5\text{н/м}^2$ равен 97л . Под каким давлением объем станет 15м^3 ? Температура газа постоянна.

59. Взяты 3л водорода, 2л кислорода, 3л двуокиси углерода под давлением соответственно $4 \cdot 10^5$; $3,5 \cdot 10^5$; $2 \cdot 10^5$ н/м² и перемешаны. Объем смеси равен 23л. Вычислить парциальные давления газов в смеси и ее общее давление.

60. Вычислить теплоту образования серного ангидрида, исходя из следующих данных:



4 Информационное обеспечение дисциплины

Перечень рекомендуемых учебных изданий, Интернет-ресурсов, дополнительной литературы.

Основные источники:

1 Кудряшева Н.С., Бондарева Л.Г. Физическая и коллоидная химия: учебник для СПО. 2-е изд., перераб. и доп. М.: Юрайт, 2016. 340 с.

Дополнительные источники:

1 Григорьева Л.С., Орлова А.М., Трифонова О.Н. Прикладная химия [Электронный ресурс]: учеб. пособие. М.: Московский гос. строит. ун-т, Ай Пи Эр Медиа, ЭБС АСВ, 2015. 216 с. URL:<http://www.iprbookshop.ru/35439>. ЭБС «IPRbooks».

2 Григорьева Л.С., Трифонова О.Н. Физическая химия [Электронный ресурс]: учеб. пособие. М.: Московский гос. строит. ун-т, 2014. 149 с. URL:<http://www.iprbookshop.ru/26215>. ЭБС «IPRbooks».

3 Варенцов В.К., Синчурина Р.Е., Турло Е.М. Химия. Электрохимические процессы и системы [Электронный ресурс]: учеб.-метод. пособие. Новосибирск: Новосибирский гос. техн. ун-т, 2013. 60 с. URL:<http://www.iprbookshop.ru/44702>. ЭБС «IPRbooks».

4 Кочетков В.А., Воронкова В.В. Химия в строительстве. Полимеры, пластмассы, краски [Электронный ресурс]: учеб. пособие. М.: Московский гос. строит. ун-т, Ай Пи Эр Медиа, ЭБС АСВ, 2015. 186 с. URL:<http://www.iprbookshop.ru/35442>. ЭБС «IPRbooks».

5 Макаров А.Г., Сагида М.О., Раздобреев Д.А. Теоретические и практические основы физической химии [Электронный ресурс]: учеб. пособие. Оренбург: Оренбургский гос. ун-т, 2015. 172 с. URL:<http://www.iprbookshop.ru/52335>. ЭБС «IPRbooks».

6 Покровская Е.Н., Бельцова Т.Г. Физическая химия. Химия атмосферы [Электронный ресурс]: учеб. пособие. М.: Московский гос. строит. ун-т, Ай Пи

Эр Медиа, ЭБС АСВ, 2015. 109 с. URL: <http://www.iprbookshop.ru/27956>. ЭБС «IPRbooks».

Интернет-ресурсы:

1 Химический портал ChemPort.Ru. URL: <http://www.chemport.ru/> (дата обращения: 03.12.2016).

2 Полный курс химии на HimHelp.ru: учебные и справочные материалы: сайт. URL: <http://www.himhelp.ru> (дата обращения: 03.12.2016).

3 Химия: Википедия – свободной энциклопедии: сайт. URL: <http://ru.wikipedia.org/wiki/Химия> (дата обращения: 03.12.2016).

4 Материалы кафедры физической и коллоидной химии Южного федерального университета: сайт. URL: <http://www.physchem.chimfak.rsu.ru> (дата обращения: 03.12.2016)

5 Электронная библиотека по химии и технике: сайт. URL: <http://window.edu.ru/resource/104/50104> (дата обращения: 03.12.2016).

6 Электронная библиотека по химии на портале Chemnet. URL: <http://www.chem.msu.su/rus/elibrary> (дата обращения: 03.12.2016).