

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ДЛЯ ОБУЧАЮЩИХСЯ ПО ОСВОЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

1.	Кафедра	Общих дисциплин
2.	Направление подготовки	21.05.04 Горное дело
3.	Специализация	Обогащение полезных ископаемых
4.	Дисциплина (модуль)	Физическая химия
5.	Форма обучения	очная
6.	Год набора	2018

1. Методические рекомендации.

Приступая к изучению дисциплины, студенту необходимо внимательно ознакомиться с тематическим планом занятий, списком рекомендованной литературы. Следует уяснить последовательность выполнения и оформления лабораторных работ.

Основными видами аудиторной работы обучающихся являются лекции, практические / семинарские занятия и лабораторные работы.

1.1. Методические рекомендации по организации работы студентов во время проведения лекционных занятий.

Лекция – систематическое, последовательное, монологическое изложение преподавателем учебного материала. В ходе лекции преподаватель разъясняет основные, наиболее сложные понятия темы, связанные с ней теоретические и практические проблемы; дает рекомендации на практическое (семинарское) занятие, указания на самостоятельную работу, приводит список используемых и рекомендуемых источников для изучения конкретной темы. При подготовке лекции преподаватель руководствуется рабочей программой дисциплины.

В процессе лекций рекомендуется вести конспект, что позволит впоследствии вспомнить изученный учебный материал, дополнить содержание при самостоятельной работе с литературой, подготовиться к экзамену.

Желательно оставить в рабочих конспектах поля, на которых впоследствии делать пометки из рекомендованной литературы, дополняющие материал прослушанной лекции.

В конце лекции обучающиеся имеют возможность задать вопросы преподавателю по теме лекции.

Подготовка к лекции, оформление конспекта.

Уже с первой лекции от обучающихся требуется не просто внимание, но и самостоятельное оформление конспекта.

Конспектирование лекций – сложный вид вузовской аудиторной работы, предполагающий интенсивную умственную деятельность обучающегося. Конспект является полезным тогда, когда записано самое существенное и сделано это самим обучающимся. Не надо стремиться записать дословно всю лекцию. Такое «конспектирование» приносит больше вреда, чем пользы. Целесообразно вначале понять основную мысль, излагаемую лектором, а затем записать ее. Желательно запись осуществлять на одной странице листа или оставляя поля, на которых позднее, при

самостоятельной работе с конспектом, можно сделать дополнительные записи, отметить непонятные места.

Конспект лекции лучше подразделять на пункты (соблюдая красную строку) согласно плану лекции, предложенному преподавателем. Следует обращать внимание на акценты, выводы, которые делает лектор, отмечая наиболее важные моменты в лекционном материале замечаниями «важно», «хорошо запомнить» и т.п. Это можно делать и с помощью разноцветных маркеров или ручек, подчеркивая термины и определения, выделяя формулы.

Целесообразно разработать собственную систему сокращений, аббревиатур и символов, которые впоследствии можно заменить обычными словами для быстрого зрительного восприятия текста.

В дальнейшей работе с конспектом лекций, помимо учебников, желательно использовать дополнительно рекомендованные преподавателем источники. Это позволит глубже понять изучаемую тему.

1.2. Методические рекомендации по подготовке к семинарским (практическим занятиям)

На практических занятиях осуществляется разбор решения химических задач и выполнение упражнений соответствующей тематики, выполняются практические работы. Практические занятия служат для закрепления изученного материала, развития умений и навыков подготовки, а также для контроля преподавателем степени подготовленности студентов по изучаемой дисциплине. Преподаватель может осуществлять текущий контроль знаний в виде тестовых заданий и в процессе выполнения практической работы на занятии. При подготовке к семинару обучающиеся имеют возможность воспользоваться консультациями преподавателя.

Подготовка к практическому (семинарскому) занятию.

В начале подготовки к практическому занятию необходимо ознакомиться с планом данного практического занятия, отражающим содержание изучаемой темы. Далее нужно разобрать согласно данному плану материал текущей лекции, затем изучить обязательную, дополнительную литературу и другие источники, рекомендованные к данной теме преподавателем и предусмотренные учебной программой. В процессе подготовки будет полезно доработать свой конспект лекции, делая в нем соответствующие записи из рекомендованных источников.

Все новые понятия и формулы необходимо выучить наизусть. Целесообразно с самого начала изучения курса вести глоссарий, в который систематически вносить новые понятия и формулы. Такой подход формирует способность обучающегося свободно владеть химической терминологией, обозначениями, формулами; правильно выполнять и оформлять практические работы.

Необходимо обратить особое внимание на самостоятельное изучение рекомендованных источников, так как при всей полноте конспектирования лекции, в ней невозможно изложить весь материал из-за лимита аудиторных часов. Наиболее эффективным методом получения дополнительных знаний является самостоятельная работа с учебниками, учебными пособиями, научной, справочной литературой, материалами периодических изданий и Интернета. Такой подход активизирует процесс овладения информацией, способствует пониманию изучаемого материала, формирует собственный взгляд на ту или иную конкретную проблему.

1.3. Методические рекомендации по подготовке к лабораторным занятиям

Лабораторные работы служат для применения изученного теоретического материала на практике, формирования навыков химического эксперимента, исследования свойств веществ и систем, а также для контроля преподавателем степени подготовленности студентов по конкретному разделу изучаемой дисциплины. Преподаватель может

осуществлять текущий контроль знаний в виде отчетов по лабораторным работам.

В процессе подготовки к лабораторной работе необходимо ознакомиться с планом данного лабораторного занятия, повторить материалы лекции и практического занятия по теме предстоящей лабораторной работы.

1.4. Методические рекомендации по работе с литературой.

Самостоятельная работа обучающихся направлена на самостоятельное изучение отдельных тем или вопросов учебной дисциплины и предполагает умение пользоваться специальными справочниками, таблицами, периодической системой Д.И.Менделеева. Данная работа включает освоение теоретического материала, выполнение индивидуальных письменных заданий (по согласованию с преподавателем), подготовку к семинарским занятиям, лабораторным работам и сдаче экзамена. Самостоятельная работа является обязательной для каждого обучающегося, ее объем по курсу дисциплины «Химия» определяется учебным планом.

При самостоятельной работе обучающиеся взаимодействуют с рекомендованными материалами при минимальном участии преподавателя.

Работу с литературными и другими источниками надо начинать с ознакомительного чтения. То есть необходимо просмотреть текст, выделяя его структурные единицы. При ознакомительном чтении закладками отмечаются те страницы, которые требуют более внимательного изучения.

В зависимости от результатов ознакомительного чтения выбирается дальнейший способ работы с источником. Если для разрешения поставленной задачи требуется изучение некоторых фрагментов текста, то используется метод выборочного чтения.

Избранные фрагменты или весь текст (если он целиком имеет отношение к теме) требуют вдумчивого, неторопливого чтения с «мысленной проработкой» материала. Такое чтение предполагает выделение: 1) главного в тексте; 2) основных аргументов; 3) выводов.

Следующим этапом работы с литературными источниками является создание (или дополнение уже имеющихся) конспектов, фиксирующих основные тезисы и аргументы. Можно делать записи на отдельных листах, которые потом легко систематизировать по отдельным темам изучаемого курса. Можно вести тематические тетради-конспекты по одной какой-либо теме. Важно помнить, что конспекты пишутся на одной стороне листа, с полями и достаточным для исправления и ремарок междустрочным расстоянием (эти правила соблюдаются для удобства редактирования). Если в конспектах приводятся цитаты, то непременно должно быть дано указание на источник (автор, название, выходные данные, № страницы). Впоследствии эта информация может быть использована при написании текста реферата или другого задания.

Таким образом, при работе с литературными и другими источниками важно уметь:

- сопоставлять, сравнивать, классифицировать, группировать, систематизировать информацию в соответствии с определенной учебной задачей;
- обобщать полученную информацию, оценивать прослушанное и прочитанное;
- фиксировать основное содержание сообщений; формулировать, устно и письменно, основную идею сообщения; составлять план, формулировать тезисы;
- обращаться за помощью, дополнительными разъяснениями к преподавателю, другим студентам.
- пользоваться справочными материалами различного характера, различного рода подсказками, опорами в тексте (ключевые слова и др.).

1.5. Методические рекомендации по подготовке к сдаче зачета

Подготовка к зачету способствует закреплению, углублению и обобщению знаний, получаемых, в процессе обучения, а также применению их к решению практических задач.

Готовясь к зачету, обучающийся ликвидирует имеющиеся пробелы в знаниях, углубляет, систематизирует и упорядочивает свои знания. На зачете обучающийся демонстрирует то, что он приобрел в процессе изучения дисциплины.

В условиях применяемой в МАГУ балльно-рейтинговой системы подготовка к зачету включает в себя самостоятельную и аудиторную работу обучающегося в течение всего периода изучения дисциплины и непосредственную подготовку в дни, предшествующие зачету по разделам и темам дисциплины.

При подготовке к зачету обучающимся целесообразно использовать не только материалы лекций и практических занятий, а также и рекомендованную преподавателем основную и дополнительную литературу.

При подготовке к промежуточной аттестации целесообразно:

- внимательно изучить перечень вопросов и определить, в каких источниках находятся сведения, необходимые для ответа на них;
- внимательно прочитать рекомендованную литературу;
- составить краткие конспекты ответов (планы ответов);
- повторить решение задач по рекомендованной тематике.

Качество учебной работы студентов преподаватель оценивает с использованием технологической карты дисциплины, размещенной на сайте МАГУ.

1.6. Методические рекомендации для занятий в интерактивной форме

В учебном процессе, в ходе чтения лекций и проведения практических и лабораторных занятий используются не только активные, но и интерактивные формы обучения.

Интерактивное обучение представляет собой способ познания, осуществляемый в формах совместной деятельности обучающихся, т.е. все участники образовательного процесса взаимодействуют друг с другом, совместно решают поставленные проблемы, моделируют ситуации, обмениваются информацией, оценивают действие коллег и свое собственное поведение, погружаются в реальную атмосферу делового сотрудничества по разрешению проблем.

В курсе изучаемой дисциплины «Физическая химия» в интерактивной форме часы используются в виде групповых обсуждений на лекциях, дискуссий на практических (семинарских) занятиях. Студенты вовлекаются в процесс освоения нового материала в качестве активных участников. Также в работе используется раздаточный и дидактический материал в виде таблиц, слайдов, с помощью которых иллюстрируется и систематизируется изучаемый материал.

В процессе проведения лабораторных занятий реализуется работа в малых группах, которая дает возможность всем обучающимся участвовать в работе, практиковать навыки сотрудничества, межличностного общения (в частности, умение вырабатывать общее мнение, разрешать возникающие разногласия).

В сочетании с внеаудиторной работой это способствует формированию и развитию профессиональных навыков обучающихся.

Тематика занятий с использованием интерактивных форм

№ п/п	Тема	Интерактивная форма	Часы, отводимые на интерактивные формы		
			лекции	практические занятия	лаб. работы
1.	Основы учения о строении вещества		-	-	-
2.	Основы химической термодинамики.	Дискуссия	-	0,2	-

3.	Химическая кинетика.	Групповое обсуждение	0,2	-	-
4.	Химические равновесия.	Дискуссия	-	0,2	-
5.	Растворы	Групповое обсуждение, дискуссия; работа в малых группах	0,2	0,2	0,75
6.	Фазовые равновесия. Диаграммы состояния.	Групповое обсуждение, дискуссия	0,5	0,5	-
7.	Электрохимические процессы.	Групповое обсуждение, дискуссия; работа в малых группах	0,5	0,5	0,75
8.	Поверхностные явления.	Групповое обсуждение, дискуссия	0,5	0,5	1,5
9.	Дисперсные системы, их устойчивость и коагуляция.	Групповое обсуждение, дискуссия; работа в малых группах	0,5	0,5	
ИТОГО			8 часов		

2. Планы практических занятий

Занятие 1.1. Первое начало термодинамики. (1 час)

План:

1. Основные понятия и определения.
2. Теплоемкость.
3. Работа и теплота термодинамических процессов.
4. Типы тепловых процессов.
5. Способы определения тепловых эффектов при постоянной температуре.
6. Зависимость теплового эффекта реакции от температуры.
7. Примеры решения задач.

Литература: [1, с. 6-29]; [2, с. 170-176]; [4, с. 13-23]

Вопросы для самоконтроля

1. Выбрать из приведенных ниже термодинамических величин функции состояния и выделить из них экстенсивные и интенсивные свойства. C_p , Дж/К; U ; W ; V ; S , Дж/К; C , моль/л; C_p , Дж/(мольК); Q ; T ; P ; S , м²; G
2. Сформулировать первый закон термодинамики для изолированной системы.
3. Изменяется ли внутренняя энергия при изотермическом сжатии газа?
4. За счет чего совершается работа при адиабатическом процессе?
5. Указать условия, при которых выполняется закон Гесса.
6. В каком случае потребуется больше теплоты при нагревании одного моля кислорода: при постоянном объеме или при постоянном давлении?
7. Какое из веществ является простым: O_3 , O , O_2 ?
8. Теплота испарения воды убывает с ростом температуры. Какая из теплоемкостей (C_{pH_2O} жидк или C_{pH_2O} газ) будет больше?
9. Сравнить ΔH и ΔU для реакции полного сгорания углерода.
10. Растет или убывает тепловой эффект реакции: $O_2 = 2 O$ с увеличением температуры?

Задание для самостоятельной работы

Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по курсу общей химии. Стр.66-79

Задачи по физической химии: учебное пособие/ В.В. Еремин и др. Стр.8-38

Занятие 1.2. Второе начало термодинамики. (1 час)

План:

1. Основные понятия и определения.
2. Математическое выражение.
3. Изменение энтропии как критерий обратимости и необратимости процессов.
4. Критерии направленности процессов в реальных системах.
5. Расчет изменения энтропии в различных процессах.
6. Фугитивность и коэффициент фугитивности реальных газов.
7. Химический потенциал идеального и реального газа.
8. Примеры решения задач .

Литература: [1, с. 30-55]; [2, с.177-183]; [4, с.13-23]

Вопросы для самоконтроля

1. Какой процесс является термодинамически обратимым? Пояснить различие понятий «обратимый» и «обратный».
2. Сформулировать второе начало термодинамики.
3. Записать математическое выражение второго начала термодинамики: в общем случае и для изолированной системы.
4. Записать объединенное уравнение первого и второго начал термодинамики.
5. К какому значению стремится энтропия правильно образованного кристалла при приближении к абсолютному нулю?
6. В каком соотношении находятся энтропии трех агрегатных состояний одного вещества – пара, жидкости, твердого тела?
7. Изменение энтропии какого процесса будет наибольшей: возгонки, испарения, плавления?
8. При изобарно-изотермическом процессе $\Delta F < 0$, $\Delta G > 0$. В каком направлении возможен процесс?
9. Расчет по справочным данным $\Delta S_{o\ 298}$ и $\Delta G_{o\ 298}$ для реакции $CO + \frac{1}{2} O_2 = CO_2$ дает для обеих величин отрицательные значения. Будет ли окисляться CO при стандартных условиях?
10. При нагревании одного моля газа изменение энтропии какого процесса будет больше: изобарического или изохорического?

Задание для самостоятельной работы

Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по курсу общей химии. Стр.66-79

Задачи по физической химии: учебное пособие/ В.В. Еремин и др. Стр.39-64

Занятие 2.1. Кинетика. (1 час)

План:

1. Скорость химической реакции.
2. Кинетическая классификация химических реакций.
 - 2.1. Молекулярность реакции.
 - 2.2. Порядок реакции.
3. Влияние температуры на скорость реакции. Энергия активации.
4. Методы определения порядка реакции.
5. Сложные реакции.
 - 5.1. Параллельные реакции.
 - 5.2. Обратимые реакции.
 - 5.3. Последовательные реакции.
 - 5.4. Сопряженные реакции.

5.5. Метод стационарных концентраций.

6. Примеры решения задач.

Литература: [1, с. 170-208]; [2, с. 186-203] ; [4, с. 24-33]

Вопросы для самоконтроля

1. Сформулировать и записать основной постулат химической кинетики.
2. Указать размерность констант скоростей нулевого, первого, второго порядков.
3. Изобразить линейные зависимости концентрации от времени для реакций нулевого, первого, второго порядков.
4. Сформулировать принцип независимости химических реакций.
5. Записать систему уравнений для расчета констант скоростей: а) параллельных реакций; б) обратимых реакций.
6. Выразить скорость образования продукта P , используя метод стационарных концентраций, учитывая, что вещество B – активное промежуточное соединение.
 $2A \xrightarrow{-k_1} 1/2B \xrightarrow{-k_2} P$.
7. Каков физический смысл энергии активации? Как величина энергии активации влияет на величину скорости реакции?
8. Записать уравнение Аррениуса в дифференциальном и интегральном виде. Пояснить.
9. Перечислить методы определения порядка реакции.
10. Для реакций какого порядка время полураспада не зависит от начальной концентрации?

Задание для самостоятельной работы

Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по курсу общей химии. Стр.79-95

Задачи по физической химии: учебное пособие/ В.В. Еремин и др. Стр.169-259

Занятие 2.2. Химическое равновесие. (1 час)

План:

1. Закон действующих масс .
2. Способы выражения константы равновесия.
3. Выражение состава равновесной смеси.
4. Влияние различных факторов на смещение равновесия (на состав равновесной смеси).
5. Мера химического сродства. Направление самопроизвольного протекания химической реакции.
6. Методы определения константы равновесия при различной температуре (из справочных данных).
7. Примеры решения задач.

Литература: [1, с. 55-86]; [2, с. 204-210]

Вопросы для самоконтроля

1. Записать закон действующих масс для реакции $C_{тв.} + O_2 = CO_2$.
2. Расположить оксиды в порядке возрастания химического сродства металла к кислороду, если $50 \Delta G_o (BaO) = -526$ кДж/моль; $\Delta G_o (CdO) = -229$ кДж/моль; $G_o (MnO) = -363$ кДж/моль.
3. Получить соотношение K_p и K_c для реакции $H_2 + Cl_2 = 2 HCl$.
4. Записать уравнение изотермы химической реакции и уравнение нормального сродства для реакции $CO + \frac{1}{2} O_2 = CO_2$.
5. Какая из констант, K_p или K_c , больше для реакции $CO + Cl_2 = COCl_2$?
6. Как повлияет на выход аммиака добавление к системе инертного газа при постоянном давлении в ходе реакции $N_2 + 3H_2 = 2 NH_3$

7. Как изменится степень окисления CO по реакции $CO + \frac{1}{2} O_2 = CO_2$ при повышении температуры?
8. Приведет ли повышение давления к увеличению выхода SO_3 ?
 $2 SO_2 + O_2 = 2 SO_3$
9. Как графически определить средний тепловой эффект химической реакции, используя значения констант равновесия?
10. Для некоторой реакции зависимость константы равновесия от температуры можно выразить уравнением $\lg K_p = -6000/T + 5,407$ эндо- или экзотермической является эта реакция?

Задание для самостоятельной работы

Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по курсу общей химии. Стр.79-94

Задачи по физической химии: учебное пособие/ В.В. Еремин и др. Стр.92-103

Занятие 3-4. Растворы. (4 часа)

План:

1. Основные понятия и определения.
2. Способы выражения состава раствора.
3. Закон Рауля. Идеальные растворы.
4. Следствия из закона Рауля.
 - 4.1. Повышение температуры кипения идеального раствора.
 - 4.2. Понижение температуры замерзания раствора.
5. Осмотическое давление.
6. Реальные растворы.
 - 6.1. Отклонения от закона Рауля.
 - 6.2. Активность. Коэффициент активности.
7. Растворимость.
 - 7.1. Растворимость твердых веществ в жидкости.
 - 7.2. Растворимость газов в жидкости.
 - 7.3. Взаимная растворимость жидкостей.
8. Равновесие жидкий раствор – насыщенный пар в различных жидких смесях.
 - 8.1. Неограниченно смешивающиеся жидкости.
 - 8.1.1. Состав пара и жидкости. Законы Коновалова.
 - 8.1.2. Разделение бинарных смесей путем перегонки.
 - 8.2. Равновесие жидкость пар для практически несмешивающихся жидкостей.
 - 8.3. Равновесие жидкость пар для ограниченно смешивающихся жидкостей.
9. Закон распределения Нернста. Экстракция.
10. Примеры решения задач.

Литература: [1, с. 87-123]; [2, с. 216-230, 240-242]; [4, с. 34-47]

Вопросы для самоконтроля

1. Смешение двух жидкостей сопровождается выделением теплоты и уменьшением объема. Какой тип отклонения от закона Рауля в данной системе?
2. Растворимость твердого вещества в жидкости является идеальной. Как изменится растворимость при понижении температуры?
3. Одинаковы ли величины осмотического давления KCl и сахара в воде, если их молярности равны?
4. Система, состоящая из жидкостей А и В, имеет максимум на диаграмме ($T_{кип.}$ - состав). Провести перегонку растворов с $x_A = 0,8$ и $x_B = 0,8$. Что отгоняется и что остается в кубе?
6. В какой воде – дистиллированной или морской – больше растворяется кислорода?

7. Какие из перечисленных веществ можно перегонять с водяным паром: C_6H_6 , $NaCl$, C_2H_5OH , CH_3COOH , $C_6H_5NH_2$, $C_{10}H_8$?

8. Коэффициент распределения иода между: водой и четыреххлористым углеродом - 0,0117; водой и сероуглеродом - 0,0017; водой и хлороформом - 0,0074. Каким из перечисленных экстрагентов наиболее эффективно извлекать иод из водного раствора?

9. Что называется активностью?

Задание для самостоятельной работы

Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по курсу общей химии. Стр.95-138

Задачи по физической химии: учебное пособие/ В.В. Еремин и др. Стр.75-91, 112-124

2 семестр

Занятие 5. Фазовые равновесия. (2 часа)

1. Основные понятия и определения .
2. Однокомпонентные системы.
3. Примеры решения задач.

Литература: [1, с. 124-134]; [4, с. 4-12]

Вопросы для самоконтроля

1. Что называется фазой?
2. Какими точками начинается и заканчивается кривая зависимости давления насыщенного пара жидкости от температуры?
3. Путем анализа уравнения Клапейрона-Клаузиуса объясните, почему давление насыщенного пара над твердой фазой всегда растет при увеличении температуры.
4. Путем анализа уравнения Клапейрона-Клаузиуса объясните, почему с повышением давления температура плавления льда понижается, а ртути – повышается.
5. Сколько термодинамических степеней свободы в тройной точке?
6. Плотность жидкого галлия больше плотности твердого галлия. Как изменится температура плавления этого металла при повышении давления?
7. Как можно осуществить непрерывный переход из жидкого состояния в газообразное, чтобы система все время оставалась однофазной?
8. Чему равно изменение энтропии при переходе жидкости в пар при критической температуре?
9. В чем заключается правило Трутона?

Задание для самостоятельной работы

Задачи по физической химии: учебное пособие/ В.В. Еремин и др. Стр.67-74

Занятие 6. Двухкомпонентные системы. (2 часа)

1. Термический анализ как часть физико-химического анализа .
2. Равновесие раствор – кристаллический компонент.
3. Кривые охлаждения.
4. Диаграмма плавкости двухкомпонентной системы с простой эвтектикой.
5. Определение состава фаз и относительного количества фаз.
6. Диаграммы состояния с образованием химического соединения .
 - 6.1. Диаграмма состояния системы с устойчивым химическим соединением.
 - 6.2. Диаграмма состояния системы с неустойчивым химическим соединением (с перитектическим превращением).
7. Диаграмма состояния с ограниченной растворимостью в жидком состоянии (с монотектическим превращением).

8. Твердые растворы.
- 8.1. Диаграмма состояния с полной растворимостью в жидком и твердом состоянии.
 - 8.2. Диаграмма состояния с ограниченной растворимостью в твердом виде.
 - 8.3. Примеры анализа диаграмм.

Литература: [1, с. 135-137]

Вопросы для самоконтроля

1. В чем суть физико-химического анализа?
2. На чем основан термический анализ?
3. Типы кривых охлаждения.
4. Что изображает линия ликвидуса? В каких координатах построена?
5. Объяснить суть принципов непрерывности и соответствия.
6. В чем различие понятий «эвтектическая точка», «эвтектическая температура», «эвтектика»?
7. В чем суть перитектического превращения? 8. Типы твердых растворов.
9. Сколько и каких фаз на линии монотектического превращения?
10. Какой геометрический образ на диаграммах: с образованием устойчивого химического соединения; с образованием неустойчивого химического соединения; с образованием эвтектики?

Занятие 7-8. Электрохимия. (4 часа)

План:

1. Электрическая проводимость растворов электролитов.
 - 1.1. Сильные и слабые электролиты.
 - 1.2. Удельная электрическая проводимость.
 - 1.3. Молярная и эквивалентная электрические проводимости.
 - 1.4. Числа переноса.
2. Кондуктометрия.
 - 2.1. Определение растворимости труднорастворимой соли.
 - 2.2. Определение предельной эквивалентной электрической проводимости растворов сильных электролитов.
 - 2.3. Кондуктометрическое титрование.
3. Электродные процессы.
 - 3.1. Основные понятия и определения.
 - 3.2. Классификация электродов.
 - 3.3. Типы гальванических элементов.
 - 3.4. Диффузионный потенциал.
 - 3.5. Потенциометрическое титрование.
4. Скорость электрохимических реакций.
 - 4.1. Поляризационные кривые.
 - 4.2. Перенапряжение.
 - 4.3. Электролиз.
 - 4.3.1. Электролиз водного раствора $CuCl_2$.
 - 4.3.2. Электролиз водного раствора K_2SO_4 с использованием инертных анодов.
 - 4.3.3. Законы Фарадея.
5. Примеры решения задач.

Литература: [1, с. 209-255]; [2, с. 231-241, 273-286]; [4, с. 55-72]

Вопросы для самоконтроля

1. Зависит ли константа диссоциации от концентрации электролита?
2. Рассчитать a_{\pm} для Na_2SO_4 ($C = 0,01$ моль/л).

3. Объяснить ход зависимости $\chi = f(C)$ для сильных и слабых электролитов.
4. Изобразить кривую титрования соляной кислоты кондуктометрическим методом.
5. Составить электрод второго рода, в растворе которого содержится ион Cl^- . Записать реакцию на электроде и уравнение для электродного потенциала.
6. Составить химический гальванический элемент с переносом из электродов первого рода. Определить знаки. Записать реакции на электродах, значения ϕ электродов.
7. Составить концентрационный гальванический элемент с переносом из газовых электродов. Определить знаки электродов, записать уравнения для ϕ электродов.
8. Провести потенциометрическое титрование Ag^+ . Выбрать индикаторный электрод и электрод сравнения, составить гальваническую цепь. Выбрать реакцию титрования. Изобразить зависимость ϕ индикаторного электрода от объема титранта.
9. Провести электролиз водного раствора $NaCl$. Изобразить поляризационные кривые, записать реакции на катоде и аноде.
10. Законы Фарадея.

Задание для самостоятельной работы

Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по курсу общей химии. Стр.111-173

Задачи по физической химии: учебное пособие/ В.В. Еремин и др. Стр. 112-132

Занятие 9-10. Поверхностные явления. (4 часа)

План:

1. Поверхность раздела фаз и ее термодинамические характеристики.
2. Уравнение Гиббса-Гельмгольца для поверхностного слоя.
3. Зависимость поверхностного натяжения от температуры и давления.
4. Поверхностная энергия Гиббса и поверхностное натяжение.
5. Зависимость поверхностного натяжения от концентрации.
6. ПАВ и ПИВ. Уравнение Шишковского.
7. Смачивание и растекание.
8. Влияние ПАВ на смачиваемость поверхности.
9. Когезия и адгезия.
10. Виды адсорбции.
11. Фундаментальное адсорбционное уравнение Гиббса и его практическое применение.
12. Уравнение мономолекулярной адсорбции Ленгмюра и границы его применения.
13. Уравнение Фрейндлиха.
14. Изучение адсорбции ПАВ на границе раздела жидкость - газ.
15. Изучение адсорбции ПАВ на границе раздела жидкость - твердая фаза.
16. Изотерма адсорбции и ее анализ.
17. Адсорбция электролитов.
18. Ионообменная адсорбция.
19. Примеры решения задач.

Литература: [1, с. 148-151]; [2, с. 292, 299-307]; [4, с. 73-88]

Вопросы для самоконтроля

1. Адсорбция растворенного вещества на границе «жидкий раствор – газ». Уравнение Гиббса. Уравнение Шишковского.
2. Поверхностная активность вещества.
3. Адсорбция газа на твердом адсорбенте. Теория БЭТ.
4. Адсорбция газов на пористых адсорбентах. Капиллярные явления. Капиллярная конденсация.

6. Адсорбция растворенного вещества на твердом адсорбенте, ее классификация. Молекулярная адсорбция. Зависимость молекулярной адсорбции от природы растворителя, адсорбента, адсорбтива.
7. Ионная адсорбция, факторы, влияющие на ионную адсорбцию. Ионообменная адсорбция, ее практическое применение.
8. Катиониты и аниониты.
9. Пути образования ДЭС. Строение ДЭС. Термодинамический и электрокинетический потенциалы.
9. Строение мицеллы гидрофобного золя.
 1. Примеры решения задач.

Задание для самостоятельной работы

Задачи по физической химии: учебное пособие/ В.В. Еремин и др. Стр. 104-111

Занятие 11-12. Дисперсные системы. (4 часа)

План:

1. Коллоидное состояние.
2. Двойной электрический слой и электрокинетические явления.
3. Получение дисперсных систем и их очистка.
4. Стабилизация и коагуляция дисперсных систем.
5. Микрогетерогенные системы с жидкой дисперсионной средой.
6. Системы с газообразной дисперсионной средой.
7. Примеры решения задач.

Литература: [2 с. 289-298, 308-315]; [4, с. 89-99]

Вопросы для самоконтроля

1. Дисперсные системы, их классификация, основные особенности дисперсных систем.
2. Коллоидные растворы (лиофобные золи), коллоидное состояние вещества, его особенности.
3. Пути образования ДЭС. Строение ДЭС. Термодинамический и электрокинетический потенциалы.
4. Строение мицеллы гидрофобного золя.
5. Влияние индифферентного электролита на величину электрокинетического потенциала. Перезарядка коллоидной частицы многозарядным индифферентным электролитом.
6. Классификация методов получения дисперсных систем.
7. Седиментационная и агрегативная устойчивость коллоидных растворов. Коагуляция. Причины, вызывающие коагуляцию. Правила коагуляции электролитами. Порог коагуляции.
8. Суспензии, классификация, методы получения, свойства, агрегативная устойчивость, стабилизаторы суспензий, методы разрушения суспензий.
9. Эмульсии, классификация, методы получения, свойства. Способы определения типа эмульсии, обращение фаз эмульсий, типы эмульгаторов, зависимость типа эмульсии от природы эмульгаторов. Способы разрушения эмульсий.
10. Пены, структура, классификация, методы получения, основные характеристики пен, пенообразователи. Методы разрушения пен.
11. Коллоидные ПАВ, их классификация.

Задание для самостоятельной работы

1. Рассчитайте вязкость гидрозоль AgCl с концентрацией дисперсной фазы: а) 5% по массе и б) 5% по объему. Частицы золя имеют сферическую форму; плотности дисперсной

фазы и дисперсионной среды соответственно равны 5,56 и 1 г/см³; вязкость дисперсионной среды $\mu = 10^{-3}$ Па·с

2. Для получения золя хлорида серебра смешали 15 см³ 0,005 н. KCl с 85 см³ 0,025 н. AgNO₃. Напишите формулу мицеллы полученного золя и укажите её структурные части.

3. Рассчитайте время оседания частиц суспензий бентонита в цилиндре с высоты 0,2 м. Вязкость среды $2 \cdot 10^{-3}$ Па·с, радиус частицы $14 \cdot 10^{-6}$ м, плотность бентонита $2,1 \cdot 10^3$ кг/м³, плотность жидкости $1,1 \cdot 10^3$ кг/м.

Примерная тематика лабораторных работ

№ раздела	Тема лабораторной работы
5,7	Электропроводность. Кондуктометрическое титрование. Построение кривых титрования.
	Электропроводность. Кондуктометрия. Определение степени и константы диссоциации уксусной кислоты.
8	Исследование молекулярной адсорбции растворенного вещества из растворов на активированном угле.
	Исследование обменной адсорбции ионов.
	Ионообменная адсорбция. Очистка воды. Разделение меди и цинка на катионите.
9	Устойчивость дисперсных систем. Получение лиофильных и лиофобных зольей. Изучение порога коагуляции гидрозолья железа.