

Приложение 1 к РПД Физическая химия
Специальность- 21.05.04 Горное дело
специализация: №6 Обогащение полезных ископаемых
Форма обучения – заочная
Год набора - 2020

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ДЛЯ ОБУЧАЮЩИХСЯ ПО ОСВОЕНИЮ
ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

Общие сведения

1.	Кафедра	Общих дисциплин
2.	Специальность	21.05.04 Горное дело
3.	Специализация	№ 6 «Обогащение полезных ископаемых»
4.	Дисциплина (модуль)	Физическая химия
5.	Форма обучения	заочная
6.	Год набора	2020

1. Методические рекомендации.

Приступая к изучению дисциплины, студенту необходимо внимательно ознакомиться с тематическим планом занятий, списком рекомендованной литературы. Следует уяснить последовательность выполнения индивидуальных учебных заданий. Самостоятельная работа студента предполагает работу с научной и учебной литературой, умение создавать тексты. Уровень и глубина усвоения дисциплины зависят от активной и систематической работы на лекциях, изучения рекомендованной литературы, выполнения контрольных письменных заданий.

При изучении дисциплины студенты выполняют следующие задания:

- изучают рекомендованную научно-практическую и учебную литературу;
- выполняют задания, предусмотренные для самостоятельной работы.

Основными видами аудиторной работы студентов являются лекции и практические занятия.

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

В ходе лекций преподаватель излагает и разъясняет основные, наиболее сложные понятия темы, а также связанные с ней теоретические и практические проблемы, дает рекомендации на семинарское занятие и указания на самостоятельную работу.

Знакомство с дисциплиной происходит уже на первой лекции, где от студента требуется не просто внимание, но и самостоятельное оформление конспекта. При работе с конспектом лекций необходимо учитывать тот фактор, что одни лекции дают ответы на конкретные вопросы темы, другие – лишь выявляют взаимосвязи между явлениями, помогая студенту понять глубинные процессы развития изучаемого предмета как в истории, так и в настоящее время.

Конспектирование лекций – сложный вид вузовской аудиторной работы, предполагающий интенсивную умственную деятельность студента. 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 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. Этому в большой степени будут способствовать вопросы плана лекции, предложенные преподавателем. Следует обращать внимание на акценты, выводы, которые делает лектор, отмечая наиболее важные моменты в лекционном материале замечаниями «важно», «хорошо запомнить» и т.п. Можно делать это и с помощью разноцветных маркеров или ручек, подчеркивая термины и определения.

Целесообразно разработать собственную систему сокращений, аббревиатур и символов. Однако при дальнейшей работе с конспектом символы лучше заменить обычными словами для быстрого зрительного восприятия текста.

Работая над конспектом лекций, всегда необходимо использовать не только учебник, но и ту литературу, которую дополнительно рекомендовал лектор. Именно такая серьезная, кропотливая работа с лекционным материалом позволит глубоко овладеть теоретическим материалом.

1.2. Методические рекомендации по подготовке к практическим занятиям

Практические занятия завершают изучение наиболее важных тем учебной дисциплины. Они служат для закрепления изученного материала, развития умений и навыков подготовки докладов, сообщений, приобретения опыта устных публичных выступлений, ведения дискуссии, аргументации и защиты выдвигаемых положений, а также для контроля преподавателем степени подготовленности студентов по изучаемой дисциплине.

Практическое занятие предполагает свободный обмен мнениями по избранной тематике. Он начинается со вступительного слова преподавателя, формулирующего цель занятия и характеризующего его основную проблематику. Затем, как правило, заслушиваются сообщения студентов. Обсуждение сообщения совмещается с рассмотрением намеченных вопросов. Сообщения, предполагающие анализ публикаций по отдельным вопросам практического занятия, заслушиваются обычно в середине занятия. В заключительном слове преподаватель подводит итоги обсуждения и объявляет оценки выступавшим студентам. В целях контроля подготовленности студентов и привития им навыков краткого письменного изложения своих мыслей преподаватель в ходе практического занятия может осуществлять текущий контроль знаний в виде тестовых заданий.

При подготовке к практическим занятиям студенты имеют возможность воспользоваться консультациями преподавателя. Кроме указанных тем студенты вправе, по согласованию с преподавателем, избирать и другие интересующие их темы.

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

1.3. Методические рекомендации по работе с литературой.

Работу с литературой целесообразно начать с изучения учебников и учебных пособий по дисциплине «Физическая химия». Далее рекомендуется перейти к анализу статей и других публикаций, в которых могут содержаться основные вопросы изучаемой проблемы.

Работу с источниками надо начинать с ознакомительного чтения, т.е. 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. Если в книге нет

подробного оглавления, следует обратить внимание ученика на предметные и именные указатели.

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

Следующим этапом работы с литературными источниками является создание конспектов, фиксирующих основные тезисы изучаемой темы. Можно делать записи на отдельных листах, которые потом легко систематизировать по отдельным темам изучаемого курса. Другой способ – это ведение тематических тетрадей-конспектов по одной какой-либо теме.

Таким образом, при работе с источниками и литературой важно уметь:

- 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;
- готовить и презентовать развернутые сообщения типа доклада;
- работать в разных режимах (индивидуально, в паре, в группе), взаимодействуя друг с другом;
- пользоваться реферативными и справочными материалами;
- контролировать свои действия и действия своих товарищей, объективно оценивать свои действия;
- обращаться за помощью, дополнительными разъяснениями к преподавателю, другим студентам.
- пользоваться справочной литературой и опорам в тексте (ключевые слова, структура текста, предваряющая информация и др.);
- использовать при изложении материала общие понятия, приводить примеры;
- обратиться за помощью к собеседнику (уточнить вопрос, переспросить и др.).

1.4. Методические рекомендации по подготовке к сдаче экзамена

Подготовка к экзамену способствует закреплению, углублению и обобщению знаний, получаемых, в процессе обучения, а также применению их к при сдаче экзамена. Готовясь к экзамену, обучающийся ликвидирует имеющиеся пробелы в знаниях, углубляет, систематизирует и упорядочивает свои знания.

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

При подготовке к экзамену обучающимся целесообразно использовать не только материалы лекций, а и рекомендованные 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).

Основными видами аудиторной работы студентов являются:

1. лекции: в ходе лекций преподаватель излагает и разъясняет основные, наиболее сложные понятия темы, а также связанные с ней теоретические и практические проблемы, дает рекомендации на семинарское занятие и указания на самостоятельную работу;
2. практические (семинарские) занятия, на которых обсуждаются основные темы,

освещенные в лекциях; разбирается решение задач соответствующей тематики. Семинарские занятия служат для закрепления изученного материала, развития умений и навыков решения задач. Преподаватель может осуществлять текущий контроль знаний, оценивая решение задач на практическом занятии. При подготовке к семинару студенты имеют возможность воспользоваться консультациями преподавателя;

3. 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.

Самостоятельная работа студентов предполагает работу с научной и учебной литературой, умение пользоваться специальными справочниками, 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, зачету по ним, подготовку к экзамену. Уровень и глубина усвоения дисциплины зависят от активной и систематической работы на лекциях и практических занятиях, изучения рекомендованной литературы, своевременного выполнения лабораторных работ и отчета по ним.

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

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

1.5. Методические рекомендации для занятий в интерактивной форме

В учебном процессе на аудиторных занятиях используются интерактивные формы: при разборе конкретных тем студенты в целях выработки навыков применения полученных знаний использует различный иллюстративный материал и примеры, позволяющие при обсуждении демонстрировать свою подготовку. В сочетании с внеаудиторной работой это способствует формированию и развитию профессиональных навыков обучающихся.

Интерактивное обучение представляет собой способ познания, осуществляемый в формах совместной деятельности обучающихся и преподавателя, т.е. все участники образовательного процесса взаимодействуют друг с другом, 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» часы в интерактивной форме используются в виде: заслушивании и обсуждении подготовленных студентами докладов с презентациями по тематике дисциплины.

Планы практических занятий

Занятие 1. Первое начало термодинамики. (2 часа)

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 $C_{pH_2Oгаз}$) 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 2. Второе начало термодинамики. (2 часа)

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 3. Кинетика. (3 часа)

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 4. Химическое равновесие. (3 часа)

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 5. Растворы. (6 часов)

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 ($T_{\text{кип.}}$ - 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: *C₆H₆*, *NaCl*, *C₂H₅OH*, *CH₃COOH*, *C₆H₅NH₂*, *C₁₀H₈*?
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 6. 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 7. 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 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 α_{\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 8. 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. Ионнообменная 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. Ионнообменная адсорбция, ее практическое применение.
8. Катиониты и аниониты.
9. Пути образования ДЭС. Строение ДЭС. Термодинамический и электрокинетический потенциалы.
9. Строение мицеллы гидрофобного золя.
10. Примеры решения задач.

Задание для самостоятельной работы

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

Занятие 8. Дисперсные системы. (3 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 гидрозоля 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/см^3 ; вязкость дисперсионной среды $\mu = 10^{-3} \text{ Па}\cdot\text{с}$

2. Для получения золя хлорида серебра смешали 15 см^3 $0,005 \text{ н. KCl}$ с 85 см^3 $0,025 \text{ н. AgNO}_3$. Напишите формулу мицеллы полученного золя и укажите её структурные части.

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