

## МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ДЛЯ ОБУЧАЮЩИХСЯ ПО ОСВОЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

1.	Кафедра	Естественных наук
2.	Направление подготовки	44.03.05 Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки)
3.	Направленности (профили):	Биология. Химия
4.	Дисциплина (модуль)	К.М.03.06 Физическая химия
5.	Форма обучения	очная
6.	Год набора	2021

### **I. Методические рекомендации по организации работы студентов во время проведения лекционных и практических занятий**

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

В ходе лекционных занятий студенту необходимо вести конспектирование учебного материала. Обращать внимание на категории, формулировки, раскрывающие содержание изучаемой дисциплины, научные выводы и практические рекомендации, положительный опыт в ораторском искусстве.

Желательно оставить в рабочих конспектах поля, на которых делать пометки, подчеркивающие особую важность тех или иных теоретических положений. Рекомендуется активно задавать преподавателю уточняющие вопросы с целью уяснения теоретических положений, разрешения спорных ситуаций.

#### **1.2 Методические рекомендации по подготовке к семинарским (практическим) занятиям**

В ходе подготовки к семинарским (практическим) занятиям следует изучить основную и дополнительную литературу, учесть рекомендации преподавателя и требования рабочей программы.

Можно подготовить свой конспект ответов по рассматриваемой тематике, подготовить тезисы для выступлений по всем учебным вопросам, выносимым на занятие. Следует продумать примеры с целью обеспечения тесной связи изучаемой теории с реальной практикой. Можно дополнить список рекомендованной литературы современными источниками, не представленными в списке рекомендованной литературы.

#### **1.3 Методические рекомендации по подготовке к лабораторным занятиям**

В ходе подготовки к лабораторным занятиям следует изучить основную и дополнительную литературу, учесть рекомендации преподавателя и требования рабочей программы.

Необходимо вспомнить основные правила работы в химической лаборатории

Лабораторные работы выполняются в отдельных тетрадах, где записываются названия опытов, необходимые уравнения химических реакций и их признаки.

#### **1.4. Методические рекомендации по подготовке презентаций**

Подготовку презентационного материала следует начинать с изучения нормативной и специальной литературы, статистических данных, систематизации собранного материала. Презентационный материал должен быть достаточным для раскрытия выбранной темы.

Подготовка презентационного материала включает в себя не только подготовку слайдов, но и отработку навыков ораторства и умения организовать и проводить диспут.

Создание презентационного материала дает возможность получить навыки и умения самостоятельного обобщения материала, выделения главного.

При подготовке мультимедийного презентационного материала важно строго соблюдать заданный регламент времени.

Необходимо помнить, что выступление состоит из трех частей: вступления, основной части и заключения. Прежде всего, следует назвать тему своей презентации, кратко перечислить рассматриваемые вопросы, избрав для этого живую интересную форму изложения.

Большая часть слайдов должна быть посвящена раскрытию темы. Задача выступающего состоит не только в том, что продемонстрировать собственные знания, навыки и умения по рассматриваемой проблематике, но и заинтересовать слушателей, способствовать формированию у других студентов стремления познакомиться с нормативными и специальными источниками по рассматриваемой проблематике.

Алгоритм создания презентации

1 этап – определение цели презентации

2 этап – подробное раскрытие информации,

3 этап - основные тезисы, выводы.

Следует использовать 10-15 слайдов. При этом:

- первый слайд – титульный. Предназначен для размещения названия презентации, имени докладчика и его контактной информации;

- на втором слайде необходимо разместить содержание презентации, а также краткое описание основных вопросов;

- все оставшиеся слайды имеют информативный характер.

Обычно подача информации осуществляется по плану: тезис – аргументация – вывод.

Рекомендации по созданию презентации:

1. Читабельность (видимость из самых дальних уголков помещения и с различных устройств), текст должен быть набран 24-30-ым шрифтом.

2. Тщательно структурированная информация.

3. Наличие коротких и лаконичных заголовков, маркированных и нумерованных списков.

4. Каждому положению (идее) надо отвести отдельный абзац.

5. Главную идею надо выложить в первой строке абзаца.

6. Использовать табличные формы представления информации (диаграммы, схемы) для иллюстрации важнейших фактов, что даст возможность подать материал компактно и наглядно.

7. Графика должна органично дополнять текст.

8. Выступление с презентацией длится не более 10 минут.

#### **1.5. Методические рекомендации к выполнению индивидуального задания**

При выполнении индивидуального задания следует изучить основную и дополнительную литературу, учесть рекомендации преподавателя и требования рабочей программы.

Можно подготовить собственное портфолио по рассматриваемой тематике, либо образец портфолио учащегося. Одним из вариантов может стать набор контрольно-измерительных материалов по конкретной теме курса химии с критериями их оценивания.

## **1.6. Методические рекомендации по подготовке к сдаче зачета**

Итоговой формой контроля знаний студентов по дисциплине является зачет. Зачет – это форма проверки знаний и навыков студентов. Цель зачета – проверить теоретические знания студентов, оценить степень полученных навыков и умений. Тем самым зачеты содействуют решению главной задачи высшего образования – подготовке квалифицированных специалистов.

Преподаватель на зачете проверяет не столько уровень запоминания учебного материала, сколько то, как студент понимает те или иные вопросы, как умеет мыслить, аргументировать, отстаивать определенную позицию, объяснять заученную дефиницию. Для того, чтобы быть уверенным на зачете, необходимо ответы на наиболее трудные, с точки зрения студента, вопросы подготовить заранее и тезисно записать. Запись включает дополнительные ресурсы памяти.

На зачете преподаватель может задать студенту дополнительные и уточняющие вопросы. Отвечая на конкретный вопрос, необходимо исходить из принципа плюрализма, согласно которому допускается многообразие концепций, суждений и мнений. Это означает, что студент вправе выбирать по дискуссионной проблеме любую точку зрения (не обязательно совпадающую с точкой зрения преподавателя), но с условием ее достаточной аргументации.

## **1.7. Методические рекомендации по подготовке к сдаче экзамена**

Итоговой формой контроля знаний студентов по дисциплине является экзамен. Экзамен – это форма проверки знаний и навыков студентов. Цель – проверить теоретические знания студентов, оценить степень полученных навыков и умений. Тем самым зачеты содействуют решению главной задачи высшего образования – подготовке квалифицированных специалистов.

Преподаватель на экзамене проверяет не столько уровень запоминания учебного материала, сколько то, как студент понимает те или иные вопросы, как умеет мыслить, аргументировать, отстаивать определенную позицию, объяснять заученную дефиницию. Для того, чтобы быть уверенным на зачете, необходимо ответы на наиболее трудные, с точки зрения студента, вопросы подготовить заранее и тезисно записать. Запись включает дополнительные ресурсы памяти.

На экзамене преподаватель может задать студенту дополнительные и уточняющие вопросы. Отвечая на конкретный вопрос, необходимо исходить из принципа плюрализма, согласно которому допускается многообразие концепций, суждений и мнений. Это означает, что студент вправе выбирать по дискуссионной проблеме любую точку зрения (не обязательно совпадающую с точкой зрения преподавателя), но с условием ее достаточной аргументации.

## **II. Планы практических занятий**

### **Раздел 1: Методика изучения атомно-молекулярного учения и формирования первоначальных химических понятий.**

#### ***Раздел 1. Химическая термодинамика.***

*План:*

1. Эквивалентность теплоты и работы.
2. Первый закон термодинамики - формулировки и аналитическое выражение.
3. Внутренняя энергия системы. Внутренняя энергия как функция состояния.
4. Работа расширения идеального газа в основных термодинамических процессах.
5. Теплоемкости веществ и их термодинамическое определение.
6. Закон Гесса и его следствия.

7. Тепловые эффекты химических процессов.
8. Факторы, определяющие тепловой эффект при растворении вещества.
9. Энтропия как функция состояния.
10. Фундаментальное уравнение Гиббса.

*Вопросы для обсуждения:*

1. Термодинамические переменные (параметры)?
2. Термодинамическое описание химического процесса?
3. Сформулируйте первое начало термодинамики. Что такое полезная работа?
4. Теплоемкости веществ и их термодинамическое определение.
5. Уравнения состояния идеальных и реальных газов?
6. Взаимные превращения теплоты и работы для различных процессов.
7. Докажите, что закон Гесса является следствием 1-го начала термодинамики.
8. Теплоты образования и сгорания веществ?
9. Теплота растворения?
10. Зависимость теплового эффекта реакции от температуры?
11. Уравнения изотермы и изобары химической реакции.
12. Энтропия как функция состояния.
13. Как связана энтропия системы с термодинамической вероятностью макроскопического состояния? В каких единицах измеряется энтропия?
14. Сравните качественно величину энтропии систем:  $\text{H}_2\text{O}(\text{тв})$ ,  $\text{H}_2\text{O}(\text{ж})$  и  $\text{H}_2\text{O}(\text{г})$ .
15. Расчет изменения энтропии для различных процессов?
16. Определение абсолютного значения энтропии.
17. Что такое самопроизвольный процесс?
18. Каковы условия равновесия для изобарно-изотермического процесса?
19. Уравнение Гиббса-Гельмгольца?
20. Соотношения Максвелла и их использование для различных термодинамических расчетов?

*Задания для самостоятельной работы:*

- Определите  $\Delta U$ ,  $\Delta H$ ,  $Q$ ,  $W$  и  $\Delta S$  при изотермическом расширении 4 г He ( $T = 300 \text{ К}$ ;  $p = 1 \text{ атм}$ ) до  $p = 0,5 \text{ атм}$ .
- Сравните (качественно) внутренние энергии следующих систем:
  - а) 1 моль He при 10 К и 1 моль He при 300 К;
  - б) 9 г свинца в состоянии покоя и состоянии движения со скоростью 1000 м/с;
  - в) 1 моль атомарного водорода в состоянии  $1\text{s}^1$  и в состоянии  $2\text{s}^1$ ;
  - г) 1 моль  $\text{H}_2$  и 2 моля  $\text{H}$  при одинаковых условиях.
- Вычислите предельное значение химической переменной для реакций:
  - а)  $2\text{NaHCO}_3(\text{тв}) + \text{SO}_2(\text{г}) = \text{Na}_2\text{CO}_3(\text{тв}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г}) + 2\text{CO}_2(\text{г})$
  - б)  $\text{CH}_4(\text{г}) + 0,5 \text{ O}_2(\text{г}) = \text{CO}(\text{г}) + 2\text{H}_2(\text{г})$ , если в исходной смеси содержалось по 2 моля каждого из веществ. Укажите, какая из этих реакций является гомогенной, а какая – гетерогенной.
- Используя приведенные ниже данные о тепловых эффектах реакций ( $\Delta_r H^0_{298}$ ):  
 $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 = 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}(\text{ж}) \quad \Delta_r H^0_{298} = -1170 \text{ кДж}$   
 $4\text{NH}_3 + 3\text{O}_2 = 2\text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}(\text{ж}) \quad \Delta_r H^0_{298} = -1530 \text{ кДж}$ , вычислите стандартную энтальпию образования ( $\Delta_f H^0_{298}$ )  $\text{NO}$  и сравните полученную величину с табличной.
- Сформулируйте второе начало термодинамики. Определите изменение энтропии при конденсации 10 молей газа  $A$ , если изменение энтальпии в процессе  $A(\text{г}) = A(\text{ж}) \quad \Delta H = -10RT \text{ Дж/моль}$  при температуре конденсации  $T$ .

**Литература:** [1, С. 10-22], [2, С. 18-21]

## Раздел 2: Растворы.

### План:

1. Классификация растворов.
2. Способы выражения концентрации.
3. Термодинамическое условие образования раствора.
4. Коллигативные свойства растворов.
5. Применение криоскопии и эбулиоскопии.
6. Осмотическое давление разбавленного раствора. Уравнение Вант-Гоффа.
7. Изотонический коэффициент.
8. Неидеальные (реальные) растворы. Активность.
9. Закон Генри.
10. Растворы газов в жидкостях.

### Вопросы для обсуждения:

2. Общая характеристика растворов?
3. Условия образования растворов?
4. Что такое сольватация? Какие процессы происходят при растворении в воде:  
а)  $\text{HCl}(\text{г})$ , б)  $\text{NaCl}(\text{тв})$ , в) сахара?
5. Термодинамические свойства идеальных растворов.
6. Закон Рауля?
7. Температура кристаллизации разбавленных растворов?
8. Температура кипения разбавленных растворов?
9. Определения молярной массы растворенного вещества методами криоскопии и эбулиоскопии.
10. Определение осмотического давления разбавленного раствора.
11. Уравнение Вант-Гоффа?
12. Значение осмотического давления для живых организмов?
13. Характеристика изотонического коэффициента, расчет?
14. Характеристика неидеальных (реальных) растворов?
15. Давление насыщенного пара над раствором летучих компонентов?
16. Закон распределения вещества между двумя несмешивающимися жидкостями?

### Задания для самостоятельной работы:

– Вычислить: а) массовую долю ( $\omega$ , %), б) молярную ( $C_M$ ), в) эквивалентную ( $C_N$ ) концентрации раствора  $\text{CaCl}_2$ , полученного при растворении 20 г соли  $\text{CaCl}_2$  в 80 мл  $\text{H}_2\text{O}$ . Плотность полученного раствора  $1,178 \text{ г/см}^3$

– Оцените осмотическое давление и давление насыщенного пара для водного раствора сахара  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$  при 300 К. Концентрация раствора равна 3,42 мас.%. Давление насыщенного пара над чистой водой при 300 К равно 0,02 атм.

– Рассчитайте состав раствора бензол – толуол, который при нормальном давлении кипит при температуре  $100^\circ \text{C}$ , а также состав образующегося пара. Раствор считать идеальным. Давления пара чистых бензола и толуола при  $100^\circ \text{C}$  равны 1350 Торр и 556 Торр соответственно.

– Молярные объемы  $\text{CCl}_4$  и  $\text{C}_6\text{H}_6$  равны  $0,09719$  и  $0,08927 \text{ л моль}^{-1}$  соответственно, а их парциальные молярные объемы в эквимольном растворе равны  $0,10010$  и  $0,10640 \text{ л моль}^{-1}$ . Рассчитать молярный объем эквимольного раствора и изменение объема при смешении.

– Вычислить, сколько глицерина  $\text{C}_3\text{H}_5(\text{OH})_3$  нужно растворить в 200 г воды, чтобы раствор замерзал при  $-5^\circ \text{C}$ . Криоскопическая постоянная воды  $1,86 \text{ град}$ .

– Сколько граммов глюкозы  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$  было растворено в 0,5 л воды, если температура кипения полученного раствора составила  $102^\circ \text{C}$ ?

- В каком количестве воды надо растворить 6,84 г глюкозы  $C_6H_{12}O_6$ , чтобы давление пара воды, равное при 65°C 250 гПа, снизилось до 248 гПа?

- Рассчитайте массовую долю хлорида натрия в физиологическом растворе, осмотическое давление которого при 25°C составляет 762,7 кПа ( $\alpha=1$ ,  $\rho=1\text{г/см}^3$ ).

**Литература:** [1, С. 40-62], [2, С. 48-62].

### **Раздел 3: Химические равновесия**

*План:*

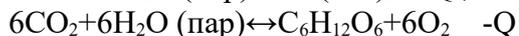
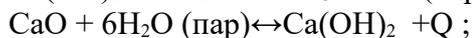
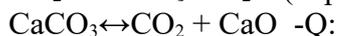
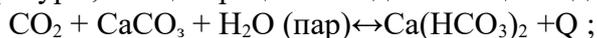
1. Химическое равновесие.
2. Константа равновесия и способы ее выражения.
3. Расчет констант равновесия.
4. Стандартные изобарный и изохорный потенциалы химической реакции: их физический смысл и связь с константами равновесия.
5. Равновесие в гетерогенных системах. Условия равновесия.
6. Термодинамические степени свободы равновесной гетерогенной системы. Правило фаз Гиббса.
7. Однокомпонентные системы. Диаграмма состояния воды. Уравнение Клаузиуса - Клапейрона.
8. Двухкомпонентные системы.
9. Равновесия в электролитах.
10. Современные представления о свойствах сильных электролитов.

*Вопросы для обсуждения:*

1. Признаки и условия химического равновесия?
2. Что такое обратимый процесс и необратимый процесс с термодинамической и кинетической точек зрения?
3. Что такое смещение равновесия? Какие факторы влияют на положение равновесия?
4. Дайте вывод выражения для константы химического равновесия на основе закона действия масс. В качестве примера используйте гомогенный  $N_2+3H_2 = 2NH_3$  и гетерогенный процессы  $C + CO(г) = 2CO$ .
5. Каков физический смысл константы равновесия?
6. Какие факторы влияют на величину константы равновесия?
7. Как связана константа равновесия процесса с изменением изобарно-изотермического потенциала реакции? Найдите константу равновесия реакций при стандартной температуре (298 К)
8. Характеристика фазовых равновесий?
9. Определение фазы, компонента, степени свободы?
10. Правило фаз Гиббса. Фазовые диаграммы состояния однокомпонентных систем.
11. Фазовые диаграммы состояния двухкомпонентных систем.
12. Фазовые равновесия растворов.
13. Кислотно-основные равновесия? Кислота и основание по Аррениусу и Бренстеду?
14. Степень диссоциации? Расчет?
15. Константа ионизации (кислотности и основности). Расчет?
16. Водородный показатель рН? Расчет?
17. Процессы гидролиза солей?
18. Равновесие между труднорастворимым соединением и его ионами в растворе?
19. Что такое растворимость и произведение растворимости?
20. Какова размерность этих величин? Найдите растворимость L и концентрацию ионов  $A^{2+}$  в насыщенном растворе: а) AX; б)  $A_3Y_2$ .  $KL(AX) = KL(A_3Y_2) = 10^{-30}$ .

*Задания для самостоятельной работы:*

1. Укажите, как смещается равновесие при увеличении (уменьшении) давления, температуры, концентрации исходных веществ для реакций:



2. Как нужно изменить условия (давление, температуру, концентрацию веществ), чтобы увеличить выход аммиака в реакции  $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3 + 98 \text{ кДж/моль}$ ?

3. Изобразите схематично фазовую диаграмму  $\text{CO}_2$ . Используя правило фаз, опишите эту диаграмму.

Для реакции напишите выражение произведения реакции (П) и константы равновесия (К):  $\text{Ca(OH)}_2 + \text{CO}_2 \leftrightarrow \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O (пар)} + \text{Q}$ . Как называется состояние, при котором  $\text{П} = \text{К}$ ?

4. Для реакции  $\text{H}_2(\text{г}) + \text{Br}_2(\text{г}) = 2\text{HBr}(\text{г})$ :

а) напишите уравнение изотермы химической реакции,

б) вычислите константу равновесия при 298 К,

в) определите, в каком направлении будет протекать реакция, если начальные давления компонентов следующие:  $p_0(\text{H}_2) = 3 \text{ атм}$ ;  $p_0(\text{Br}_2) = 2 \text{ атм}$ ;  $p_0(\text{HBr}) = 1 \text{ атм}$ .

5. Дайте определение реакции гидролиза по Аррениусу и Бренстеду. Какие равновесия устанавливаются при растворении  $\text{NH}_4\text{Cl}$  и  $\text{CH}_3\text{COONa}$  в воде? Вычислите константу гидролиза этих соединений в водных растворах.

6. Сформулируйте принцип Ле-Шателье. Объясните его действие на примере экзотермической реакции:  $\text{CO}(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г}) = \text{CO}_2(\text{г}) + \text{H}_2(\text{г})$ . Напишите уравнение изобары химической реакции. Как изменяется константа равновесия для этой реакции с увеличением температуры?

7. Вычислите ионную силу электролита и активность ионов в растворе, содержащем 0,01 моль/л  $\text{MgSO}_4$  и 0,01 моль/л  $\text{MgCl}_2$ .

**Литература:** [1, С. 140-162], [2, С. 148-162], [3, С. 152-172]

#### **Раздел 4: Химическая кинетика и катализ**

*План:*

1. Методика изучения теория строения органических соединений А. М. Бутлерова.
2. Методика изучения важнейших видов гибридизации электронных орбиталей, формирования понятий об изомерии и гомологии.
3. Принципы классификации органических веществ, отбор классов органических веществ для изучения в школьном курсе химии.
4. Генетические связи и их использование при изучении органических соединений.
5. Методика изучения углеводов.
6. Методика изучения кислородсодержащих органических соединений.
7. Методика изучения азотсодержащих органических соединений.
8. Методика изучения, высокомолекулярных веществ и полимерных материал

*Вопросы для обсуждения:*

1. Назовите и охарактеризуйте принципы отбора органических веществ для изучения в курсе химии основной школы?

2. Назовите и охарактеризуйте принципы отбора органических веществ для изучения в курсе химии средней школы?

3. Назовите основные понятия, формируемые в курсе органической химии.

4. Охарактеризуйте последовательность тематических блоков в курсе органической химии.
5. Охарактеризуйте методические подходы к изучению теории строения органических соединений.
6. Охарактеризуйте методические подходы к изучению гомологических рядов углеводородов, кислород- и азотсодержащих органических веществ.
7. Назовите основные понятия, формируемые в курсе органической химии.
8. Охарактеризуйте методические особенности их формирование и развития.

*Задания для самостоятельной работы:*

1. Моделирование фрагментов уроков по теме.
2. Представьте фрагменты уроков на занятии, проведите их развернутый дидактический анализ.
3. Составление учебных заданий различного типа.
4. Разработка конспектов уроков.
5. Подготовьте сообщение и презентацию на тему: «Применение анимационных моделей при изучении строения и свойств органических веществ».

**Литература:** [1, С. 140-162], [2, С. 148-162]

### **Раздел 5: Электрохимические процессы**

*План:*

1. Электрохимические процессы.
2. Электродные процессы.
3. Гальванический элемент.
4. Электрохимические цепи, правила их записи.
5. Обратимые электрохимические цепи.
6. Электродвижущая сила гальванического элемента.
7. Неравновесные электродные процессы.
8. Электролиз.
9. Законы Фарадея.
10. Коррозия материалов и методы защиты от нее.

*Вопросы для обсуждения*

1. Свойствах сильных электролитов?
2. Система активный металлический электрод - водный раствор.
3. Электродные потенциалы?
4. Значения равновесных электродных потенциалов
5. Электрохимические системы для определения численного значения стандартного электродного потенциала электродов?
6. Расчет величины потенциала водородного электрода в растворе заданной концентрации?
7. Расчет величины потенциала кислородного электрода в растворе заданной концентрации?
8. Схема гальванического элемента?
9. Критерии возможности протекания электрохимических процессов в гальваническом элементе.
10. Расчет электродвижущей силы гальванического элемента (ЭДС).
11. Как связана ЭДС окислительно-восстановительного процесса с энергией Гиббса реакции?
12. Характеристика неравновесных электродных процессов.
13. Особенности протекания процессов электролиза. Законы Фарадея?

14. Химические источники тока?
15. Характеристика электрохимической коррозии металлов.
16. Методы защиты от коррозии.

*Задания для самостоятельной работы:*

1. Вычислите концентрацию анионов и катионов в а) 0,01 М растворе  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ; б) в 0,001 М растворе  $\text{HCl}$ . Степень диссоциации кислот принять равной 1.
2. Вычислить концентрацию ионов водорода ( $\text{H}^+$ ) в 0,01 М растворе синильной кислоты  $\text{HCN}$  ( $K_d = 7,2 \cdot 10^{-10}$ ).
3. Составьте электрохимическую систему для определения численного значения стандартного электродного потенциала серебряного электрода.
4. Рассчитайте численное значение потенциала водородного электрода, опущенного: а) в чистую воду; б) в раствор электролита с  $\text{pH} = 10$ . Составьте схемы электродов и уравнения электродных реакций,  $P_{\text{H}_2} = 1 \text{ атм}$ ,  $T = 298 \text{ К}$ .
5. Запишите в молекулярной и ионной формах схему стандартного никелевого электрода и уравнение электродной реакции. Как изменится потенциал электрода, если концентрацию раствора электролита ( $\text{NiSO}_4$ ) уменьшить в 100 раз?
6. Составьте схему гальванического элемента из цинкового и оловянного электродов в растворе хлорида натрия  $\text{NaCl}$  ( $\text{pH} = 7$ ). Запишите уравнения анодно-катодных процессов и суммарное уравнение электрохимической реакции. Рассчитайте значение ЭДС ( $\epsilon$ ), учитывая природу анодно-катодных процессов. Объясните явление поляризации электродов при работе элемента.
7. Для реакции  $\text{Cu} + 2\text{Ag}^+ = \text{Cu}^{2+} + 2\text{Ag}$  напишите полуреакции окисления-восстановления. Используя  $E_0$  полуреакций, рассчитайте стандартную ЭДС ( $\Delta E_0$ ), стандартную энергию Гиббса реакции ( $\Delta_r G_0$ ) и константу равновесия  $K$  реакции при  $T = 298 \text{ К}$ .
8. Две серебряные пластины погружены в два 0,1 М водных раствора  $\text{AgNO}_3$  и соединены в концентрационный гальванический элемент. Определите ЭДС элемента. Как изменится ЭДС элемента, если: а) разбавить один из растворов в 10 раз; б) добавить  $\text{NaCl}$  в один из растворов.
9. Составьте схему электролиза раствора  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  ( $\text{pH}=7$ ) на графитовых электродах, уравнения электродных реакций и вторичных процессов в растворе электролита (анодном и катодном пространствах), суммарное уравнение электролиза. Рассчитайте по массе и объему (н.у.) количества веществ, выделившихся на электродах, образовавшихся в электролите, если сила тока 1,5 А и время его прохождения 1 ч. Выход по току равен 80%. Как изменится концентрация раствора  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ?
10. Находящиеся в контакте олово и никель поместили в раствор щелочи ( $\text{pH} = 10$ ) при свободном доступе  $\text{O}_2$ . Какой металл будет подвергаться коррозии и с какой деполаризацией? Ответ обосновать соответствующими уравнениями электрохимических процессов и расчетами.

**Литература:** [1, С. 140-162], [2, С. 148-162]

### **Тематика и планы лабораторных работ Лабораторная работа №1**

**Тема: Калориметрическое определение удельной теплоты растворения соли.**

*Ход работы:*

1. Изучить зависимость температуры от времени в ходе калориметрических процессов. Построить графики зависимостей, графически определить изменение температуры.
2. Определить постоянную калориметра (теплоемкость калориметрической системы).
3. Определить удельную теплоту растворения неизвестной соли.

4. Рассчитать удельную теплоту гидратообразования по теплотам растворения безводной соли и кристаллогидрата.
5. Рассчитать относительную ошибку определения, используя табличные значения определяемых величин; вычислить предельную погрешность метода и сравнить полученные величины.

### Лабораторная работа №2

#### Тема: Определение теплоты нейтрализации.

*Ход работы:*

1. Изучить лабораторные способы определения теплового эффекта химической реакции на примере реакции нейтрализации.
2. Определить постоянную ячейки калориметра.
3. Рассчитать теплоту реакции нейтрализации в кДж/моль.
4. Рассчитать относительную ошибку определения, используя табличные значения определяемых величин.

### Лабораторная работа №3

#### Тема: Определение молекулярной массы растворённого вещества криоскопическим методом.

*Задания к работе:*

1. Настроить термометр Бекмана на используемый температурный интервал.
2. Определить температуру замерзания чистого растворителя и температуру начала кристаллизации раствора неэлектролита.
3. Рассчитать моляльную концентрацию раствора и молекулярную массу растворенного вещества.
4. Вычислить относительную ошибку определения молекулярной массы и предельную погрешность метода; сравнить полученные величины.

*Ход работы.*

1. Калибровка термометра Бекмана.
2. Определение понижения температуры кристаллизации раствора.
3. Расчёт молекулярной массы растворённого неэлектролита.

### Лабораторная работа №4

#### Тема: Определение кажущейся степени электролитической диссоциации сильного электролита

*Реактивы:* различные соли, дистиллированная вода.

*Ход работы.*

1. Взвесьте на технических весах 0,2 молярной массы исследуемой соли и аккуратно пересыпьте ее во внутренний стакан криоскопической установки.
2. Отмерьте цилиндром и добавьте в стакан с солью 100 мл дистиллированной воды. Размешайте соль стеклянной палочкой до полного растворения.
3. Заполните таблицу 1:

Формула соли	Молярная масса соли ( $M_{\text{соли}}$ ), г/моль	Масса соли ( $m_{\text{соли}}$ ), г	Масса воды ( $m_{\text{воды}}$ ), г

4. Поместите стакан с раствором соли в криоскопическую установку, обложите его охлаждающей смесью выше уровня раствора в стакане.
5. Опустите термометр в раствор соли и наблюдайте за температурой.

6. В момент появления кристаллов льда в растворе отметьте температуру замерзания раствора соли ( $t_{\text{соли}}$ ).
7. Заполните таблицу 2.

Температура замерзания воды, $t$ , °C	Температура замерзания раствора соли, $t_{\text{соли}}$ , °C	Понижение температуры замерзания $\Delta t_{\text{зам}}$ , °C	Изотонический коэффициент ( $i$ )	Криоскопическая константа $K$ ,	Степень диссоциации, $\alpha$

8. Рассчитайте моляльную концентрацию раствора исследуемой соли.
9. Вычислите значение изотонического коэффициента.
10. Вычислите значение кажущейся степени диссоциации исследуемого электролита ( $\alpha$ ).

### Тема: Лабораторная работа №5

#### Тема: Изучение равновесия гомогенной химической реакции в растворе.

*Ход работы:*

1. Изучить изменение концентрации йода во времени в ходе обратимой реакции восстановления железа (III) йодидом калия в двух растворах с различными начальными концентрациями реагентов при двух температурах. По полученным данным построить кинетические кривые реакции.
2. Рассчитать равновесные концентрации исходных веществ и продуктов реакции для каждого случая.
3. Рассчитать величины концентрационных констант равновесия для каждого случая, сравнить полученные значения.
4. На основании температурной зависимости константы равновесия рассчитать тепловой эффект реакции.
5. Вычислить предельную погрешность определения константы равновесия.

### Лабораторная работа №6

#### Тема: Исследование равновесия двухкомпонентной системы пар-раствор.

### Лабораторная работа №7

#### Тема: Определение константы скорости и энергии активации реакции гидролиза уксусного ангидрида.

*Ход работы:*

1. Изучить кинетику реакции гидролиза ангидрида уксусной кислоты кондуктометрическим методом при трех температурах.
2. Определить графическим и аналитическим методами среднюю константу скорости реакции при каждой температуре.
3. Рассчитать температурный коэффициент константы скорости и энергию активации реакции.
4. Построить график зависимости логарифма константы скорости реакции от обратной температуры и определить энергию активации графическим методом.

### Лабораторная работа №8

**Тема: Определение константы скорости реакции взаимодействия водных растворов веществ.**

*Задания к работе.*

1. Изучить кинетику реакции взаимодействия водных растворов красителя малахитового зеленого и щелочи колориметрическим методом.
2. Определить графическим и аналитическим методами константу скорости реакции.
3. Определить погрешность эксперимента для каждого экспериментально исследованного момента времени
4. Определить среднее значение константы скорости реакции.

*Ход работы.*

1. Выбор оптимальных условий измерений.
2. Проведение кинетических измерений.
3. Определение константы скорости реакции.

В качестве измерительного прибора в настоящей лабораторной работе используется колориметр КФК-2МП.

**Лабораторная работа №9**

**Тема: Исследование первичной диссоциации комплексных соединений с помощью кондуктометрии**

*Ход работы.*

- Подготовьте кондуктометр к работе. На экране прибора должны установиться показания температуры, времени эксперимента и электропроводности раствора.
- Приготовьте в мерных колбах растворы кислых и комплексных солей с концентрацией 0,01 моль/л.
- Перелейте в кондуктометрическую ячейку раствор первого соединения. Измерьте показания электропроводности раствора.
- Промойте кондуктометрическую ячейку сначала водой, а затем раствором следующего соединения.
- Перелейте следующий раствор в кондуктометрическую ячейку и запишите показания прибора.
- Повторите операцию еще 6 раз, записывая каждый раз значения электропроводности раствора.
- Налейте в кондуктометрическую ячейку 25 мл дистиллированной воды и измерьте значение электропроводности.
- Повторите операцию до устойчивого значения электропроводности (~2–6 мкСм/см). Полученное значение соответствует электропроводности дистиллированной воды.
- Рассчитайте значения молярной электропроводности, введя поправку на проводимость воды и поделив значение электропроводности соединения на молярную концентрацию.
- Постройте график зависимости молярной электропроводности от числа ионов, на которые диссоциируют простые и комплексные соединения (диаграмма Вернера-Миолати).
- Проанализируйте величины предельной молярной электропроводности из соответствующей таблицы в справочнике и сделайте вывод о возможности использования величины молярной электропроводности для нахождения числа ионов, на которые диссоциирует комплексное соединение.

**Лабораторная работа №10**

**Тема: Определение концентрации соляной и уксусной кислот при их совместном присутствии в растворе методом кондуктометрического титрования**

*Реактивы:* Дистиллированная вода, 0,1 моль/л HCl, примерно 0,1 моль/л NaOH и 0,1 моль/л CH<sub>3</sub>COOH.

*Ход работы:*

- Включите кондуктометр и прогрейте его 15 минут.
- Налейте в стакан объемом 250 мл 10 мл раствора соляной кислоты с концентрацией 0,1 моль/л. Добавьте в стакан дистиллированной воды до 200 мл. В бюретку залейте раствор NaOH с концентрацией примерно 0,1 моль/л. Поместите в стакан якорь от магнитной мешалки и поставьте стакан на магнитную мешалку. Погрузите в стакан кондуктометрический электрод таким образом, чтобы расстояние от нижней части электрода до дна стакана составляло 1,5 см. Включите магнитную мешалку и отрегулируйте скорость вращения якоря, так чтобы при максимальной скорости вращения раствор не выливался из стакана. Запишите показания кондуктометра.
- Добавьте 0,5 мл NaOH из бюретки в стакан с кислотой, показания прибора после установления устойчивого значения занесите в таблицу. Добавляйте по 0,5 мл NaOH до израсходования 25 мл щелочи. Постройте график зависимости «электрическая проводимость — объем добавленного NaOH».
- По графику найдите точку эквивалентности — эквивалентный объем щелочи  $V_2$ . При титровании сильной кислоты электрическая проводимость раствора уменьшается. После точки эквивалентности в растворе появляется избыток сильного основания, что приводит к возрастанию электрической проводимости. Пересечение двух прямых соответствует точке эквивалентности.
- По формуле  $N_1 V_1 = N_2 V_2$  рассчитайте концентрацию щелочи.
- Повторите операции, заменив соляную кислоту на 0,1 моль/л уксусную кислоту, рассчитав при этом концентрацию уксусной кислоты ( $N_1$ ).
- Возьмите у преподавателя или лаборанта смесь сильной и слабой кислот с неизвестной концентрацией.
- Оттитруйте раствор. Первой титруется сильная кислота, а затем слабая.
- Постройте график зависимости электропроводности раствора смеси кислот от объема титранта.
- Определите точки эквивалентности и рассчитайте концентрации кислот.