

Министерство науки и высшего образования Российской Федерации  
Федеральное государственное бюджетное образовательное  
учреждение высшего образования  
«Смоленский государственный университет»

Кафедра экологии и химии

*«Утверждаю»*  
Проректор по учебно-  
методической работе  
\_\_\_\_\_ Ю.А. Устименко  
«09» сентября 2021 г.

**Рабочая программа дисциплины  
Б1.О.32 ФИЗИЧЕСКАЯ ХИМИЯ**

Направление подготовки: 44.03.05 Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки)

Направленность (профиль): Биология, Химия

Форма обучения очная

Курс - 2

Семестр - 3

Всего зачётных единиц — 4; часов — 144

Форма отчётности: экзамен – 3 семестр

Программу разработала

канд. химических наук, доцент Васильева С. И.

Одобрена на заседании кафедры

«02» сентября 2021 г., протокол № 1

Зав. кафедрой

М.Ю. Гильденков

Смоленск  
2021

## 1. МЕСТО ДИСЦИПЛИНЫ В СТРУКТУРЕ ОП

Учебная дисциплина «Физическая химия» относится к блоку Б1 обязательной части образовательной программы по направлению подготовки 44.03.05 – Педагогическое образование (уровень бакалавриата), направленность: Биология и химия.

Для освоения дисциплины Б1.О.32 «Физическая химия» используются компетенции, сформированные в процессе изучения дисциплины «Общая химия». Освоение дисциплины является необходимой основой для последующего изучения дисциплин: коллоидной, аналитической, органической, биологической и прикладной химии.

## 2. ПЛАНИРУЕМЫЕ РЕЗУЛЬТАТЫ ОБУЧЕНИЯ ПО ДИСЦИПЛИНЕ

Компетенции	Индикаторы достижения
<b>ПК-6.</b> Способен использовать научные знания в области химии, владеть навыками опытно-экспериментальной деятельности по химии в процессе формирования предметной компетенции обучающихся в рамках реализации основной общеобразовательной программы	Знать: основы физической химии, химической термодинамики; основы электрохимии; химической кинетики и катализа. Уметь: понимать, излагать и критически анализировать базовую информацию в области химии; использовать теоретические знания на практике для обоснования химических и химико-технологических процессов; планировать, организовывать и проводить экспериментальную работу в области химии. Владеть: методами обработки, анализа и синтеза лабораторной химической информации; навыками проведения химических, физико-химических расчётов и решения химических задач всех типов и степеней сложности; методами и приемами постановки и выполнения эксперимента.

## 3. СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

### ВВЕДЕНИЕ

Возникновение и развитие физической химии. Вклад отечественных ученых в развитие науки. Предмет, методы и задачи физической химии. Физическая химия как теоретическая основа химии. Место физической химии в естествознании. Роль физической химии в химической промышленности. Значение физической химии в подготовке учителя химии и биологии.

### Раздел 1. ХИМИЧЕСКАЯ ТЕРМОДИНАМИКА

Историческая справка. Предмет химической термодинамики. Основные понятия термодинамики. Теплота. Работа. Внутренняя энергия. Энтальпия.

Идеальный газ. Газовые законы. Смесь газов. Закон Дальтона. Кинетическая теория газов. Распределение молекул в газе по скоростям и энергиям. Основное уравнение кинетической теории газов. Теплоемкость газов. Реальные газы. Уравнение состояния реальных газов.

Первый закон термодинамики. Частные случаи первого закона термодинамики. Работа процессов: изотермического, изохорного, изобарного, адиабатного.

Тепловой эффект реакции. Приложение первого закона термодинамики к химии. Тепловые эффекты реакции при постоянном давлении и объеме, связь между ними. Зависимость теплового эффекта реакции от температуры. Закон Кирхгофа.

Закон Гесса и следствие из него. Термохимические уравнения.

Энтальпия фазовых превращений, образования, сгорания, растворения. Расчет энтальпии химических реакций, энергии связи, кристаллической решетки, гидратации, ионизации.

Второй закон термодинамики, формулировки второго закона (Клаузиуса и Томсона), связь его с первым законом. Тепловая машина Карно и максимальный коэффициент полезного действия.

Энтропия. Статистическая интерпретация энтропии. Изменение энтропии в обратимых и необратимых процессах. Математическое выражение второго закона термодинамики. Критика по-

ложения Клаузиуса о "тепловой смерти вселенной" и идеалистической концепции о неподчинении биологических объектов второму закону термодинамики.

Математическое выражение, связывающее первый и второй законы термодинамики.

Третий закон термодинамики. Абсолютная энтропия. Изменение энтропии при изменении температуры, давления, объема системы, при смешивании газов, фазовых превращениях.

Термодинамические потенциалы Гиббса и Гельмгольца. Стандартные значения термодинамических величин. Условия самопроизвольного протекания процессов и достижения равновесия. Зависимость потенциала Гиббса от температуры.

Максимальная работа процесса и химическое средство.

## **Раздел 2. ХИМИЧЕСКОЕ И ФАЗОВОЕ РАВНОВЕСИЯ**

Характеристика химического равновесия. Зависимость потенциала Гиббса от давления. Зависимость свободной энергии химической реакции между идеальными газами от их парциальных давлений. Закон действующих масс. Константы равновесия  $K$  и  $K_p$ .

Уравнение изотермы химической реакции.

Уравнения изобары и изохоры химической реакции. Уравнение Вант-Гоффа.

Смещение химического равновесия. Примеры равновесий.

Условия равновесия между фазами. Давление пара твердых и жидких тел. Уравнение Клапейрона – Клаузиуса.

Правило фаз Гиббса. Фазовые равновесия в однокомпонентных системах. Диаграмма состояния чистого вещества.

Двухкомпонентные жидкие и твердые системы. Диаграмма "состав – температура кристаллизации" двухкомпонентной системы. Термический анализ. Работы Н.С. Курнакова.

## **Раздел 3. РАСТВОРЫ**

Растворы летучая жидкость – нелетучее вещество. Давление насыщенного пара растворителя над раствором. Закон Рауля. Температура замерзания и кипения разбавленных растворов. Криоскопия и эбулиоскопия. Осмос и осмотическое давление. Закон Вант – Гоффа. Роль осмоса в биологических процессах.

Идеальные растворы летучих жидких веществ. Растворы с положительными и отрицательными отклонениями от закона Рауля. Причины отклонений. Состав паровой и жидкой фаз. Диаграммы "состав-давление", состав – температура кипения". Законы Коновалова. Перегонка растворов летучих жидких веществ.

Давление пара несмешивающихся жидкостей. Системы из частично смешивающихся жидкостей.

Распределение третьего компонента между двумя несмешивающимися жидкостями. Коэффициент распределения. Экстрагирование.

Электролиты. Коллигативные свойства растворов электролитов. Теория электролитической диссоциации. Изотонический коэффициент, его связь со степенью диссоциации. Причины и механизм электролитической диссоциации. Закон разбавления. Основные положения теории сильных электролитов. Активность, коэффициент активности, ионная сила растворов. Определение коэффициента активности. Ассоциация ионов.

Ионное произведение воды. Водородный показатель. Буферные растворы. Удельная электропроводность. Эквивалентная электропроводность. Подвижности ионов. Закон Кольрауша. Числа переноса. Метод измерения электропроводности. Кондуктометрия.

## **Раздел 4. ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА И КАТАЛИЗ**

Историческая справка. Задачи химической кинетики. Скорость реакции. Гомогенные и гетерогенные реакции. Методы исследования скоростей. Факторы, влияющие на скорость реакции.

Механизм реакций. Простые и сложные реакции. Молекулярность реакций.

Кинетика необратимых гомогенных реакций. Основное кинетическое уравнение. Кинетический порядок. Определение кинетических порядков и определение констант скоростей. Кинетика сложных реакций.

Зависимости скорости реакции от температуры.

Понятие о теории молекулярных столкновений и теории переходного состояния.

Цепные реакции.

Фотохимические реакции и их значение.

Катализ: общая характеристика каталитических процессов, виды катализа, теории гетерогенного и гомогенного катализа. Биокатализаторы.

## Раздел 5. ЭЛЕКТРОХИМИЯ

Электрохимические системы. Возникновение скачка потенциала на границе металл – раствор. Строение двойного электрического слоя. Химический гальванический элемент. Скачки потенциала: внутренний, контактный, диффузный, адсорбционный, мембранный. Уравнение Нернста. Водородная шкала электродных потенциалов. Стандартные электродные потенциалы. Классификация электродов. Концентрационный гальванический элемент.

Измерение ЭДС. Насыщенный элемент Вестона. Электроды сравнения. Потенциометрия. Электроды измерения рН.

Электролиз. Законы Фарадея. Выход по току. Особенности кинетики электрохимических реакций. Поляризация электродов. Перенапряжение электрохимической реакции. Уравнение Тафеля. Перенапряжение восстановления водородных ионов.

Особенности электролиза водных растворов и расплавов электролитов. Коррозия металлов и борьба с ней. Химические источники тока.

## 4. ТЕМАТИЧЕСКИЙ ПЛАН

№ п/п	Разделы и темы	Всего (часов)	Лекции (часов)	Лаб.занят. (часов)	Сам. раб. (часов)
1	Введение. Химическая термодинамика	28	8	10	10
2	Химическое и фазовое равновесия	16	4	6	6
3	Растворы	26	8	14	4
4	Химическая кинетика	20	6	8	6
5	Электрохимия	27	6	10	11
	Экзамен	27			27
	Итого:	144	32	48	64

## 5. ВИДЫ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЙ ДЕЯТЕЛЬНОСТИ

### Занятия лекционного типа

#### Раздел 1. Химическая термодинамика

**№1.** Возникновение и развитие физической химии. Вклад отечественных ученых в развитие науки. Предмет, методы и задачи физической химии. Место физической химии в естествознании. Роль физической химии в химической промышленности. Значение физической химии в подготовке учителя химии и биологии.

Идеальный газ. Газовые законы. Основное уравнение кинетической теории газов и следствия из него. Теплоемкость газов и твердых тел.. Реальные газы.

**№ 2.** Предмет химической термодинамики. Теплота. Работа. Внутренняя энергия. Энтальпия. Первый закон термодинамики. Частные случаи первого закона термодинамики. Работа процессов: изотермического, изохорного, изобарного, адиабатного.

**№ 3.** Тепловой эффект реакции. Приложение первого закона термодинамики к химии. Тепловые эффекты реакции при постоянном давлении и объеме, связь между ними. Зависимость теплового эффекта реакции от температуры. Закон Кирхгофа. Закон Гесса и следствие из него. Термохимические уравнения. Расчет энтальпии химических реакций, энергии связи, кристаллической решетки, гидратации, ионизации.

**№ 4.** Второй закон термодинамики, связь его с первым законом. Тепловая машина Карно и максимальный коэффициент полезного действия.

Энтропия. Изменение энтропии в обратимых и необратимых процессах. Математическое выражение второго закона термодинамики. Математическое выражение, связывающее первый и второй законы термодинамики. Третий закон термодинамики. Абсолютная энтропия. Изменение энтропии в различных процессах. Термодинамические потенциалы. Условия самопроизвольного протекания процессов и достижения равновесия. Зависимость потенциала Гиббса от температуры. Максимальная работа процесса и химическое сродство.

## **Раздел 2. Химическое и фазовое равновесия**

**№ 5.** Характеристика химического равновесия. Зависимость потенциала Гиббса от давления. Зависимость свободной энергии химической реакции между идеальными газами от их парциальных давлений. Закон действующих масс. Константы равновесия  $K_p$  и  $K_c$ . Уравнение изотермы химической реакции. Уравнения изобары и изохоры химической реакции. Уравнение Вант-Гоффа. Смещение химического равновесия.

**№ 6.** Условия равновесия между фазами. Давление пара твердых и жидких тел. Уравнение Клапейрона – Клаузиуса. Правило фаз Гиббса. Фазовые равновесия в однокомпонентных системах. Диаграмма состояния чистого вещества. Двухкомпонентные жидкие и твердые системы. Диаграмма "состав – температура кристаллизации" двухкомпонентной системы.

## **Раздел 3. Растворы**

**№ 7.** Растворы летучая жидкость – нелетучее вещество. Давление насыщенного пара растворителя над раствором. Закон Рауля. Идеальные растворы летучих жидких веществ. Растворы с положительными и отрицательными отклонениями от закона Рауля. Причины отклонений. Температура замерзания и кипения разбавленных растворов. Криоскопия и эбулиоскопия. Осмос и осмотическое давление. Закон Вант – Гоффа. Роль осмоса в биологических процессах.

**№ 8.** Состав паровой и жидкой фаз. Диаграммы "состав-давление", состав – температура кипения". Законы Коновалова. Перегонка растворов летучих жидких веществ. Давление пара несмешивающихся жидкостей. Системы из частично смешивающихся жидкостей. Коллигативные свойства растворов электролитов. Теория электролитической диссоциации. Изотонический коэффициент, его связь со степенью диссоциации. Закон разбавления.

**№ 9.** Основные положения теории сильных электролитов. Активность, коэффициент активности, ионная сила растворов. Определение коэффициента активности. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Буферные растворы.

**№ 10.** Удельная электропроводность. Эквивалентная электропроводность. Подвижности ионов. Закон Кольрауша. Числа переноса. Метод измерения электропроводности. Кондуктометрия.

## **Раздел 4. Химическая кинетика**

**№ 11.** Задачи химической кинетики. Скорость реакции. Гомогенные и гетерогенные реакции. Методы исследования скоростей. Факторы, влияющие на скорость реакции. Механизм реакций. Простые и сложные реакции. Молекулярность реакций.

**№ 12.** Кинетика необратимых гомогенных реакций. Основное кинетическое уравнение. Кинетический порядок. Определение кинетических порядков и определение констант скоростей. Кинетика сложных реакций. Зависимости скорости реакции от температуры.

**№ 13.** Цепные реакции. Фотохимические реакции и их значение. Катализ: общая характеристика каталитических процессов, виды катализа, теории гетерогенного и гомогенного катализа. Биокатализаторы.

## Раздел 5. Электрохимия

№ 14. Общая характеристика электрохимических процессов. Возникновение скачка потенциала на границе металл – раствор. Строение двойного электрического слоя. Химический гальванический элемент. Скачки потенциала. Уравнение Нернста. Водородная шкала электродных потенциалов. Стандартные электродные потенциалы.

№ 15. Классификация электродов. Концентрационный гальванический элемент. Измерение ЭДС. Насыщенный элемент Вестона. Электроды сравнения. Потенциометрия. Электроды измерения pH.

№ 16. Электролиз. Законы Фарадея. Выход по току. Особенности кинетики электрохимических реакций. Поляризация электродов. Перенапряжение электрохимической реакции. Уравнение Тафеля. Перенапряжение восстановления водородных ионов. Особенности электролиза водных растворов и расплавов электролитов. Коррозия металлов и борьба с ней. Химические источники тока.

### Лабораторные занятия

На лабораторных занятиях студенты выполняют термодинамические, кинетические, электрохимические расчёты. Экспериментально определяют физико-химические константы и параметры химических реакций. Анализируют возможности протекания реакций, их направление, влияние температуры на направление реакции. Участвуют в коллоквиумах. Выполняют контрольную работу, тестовые задания по темам.

Для выполнения расчётов используются пособия:

1. Васильева С.И. Физическая химия в задачах (часть 1). Смоленск, 1995 [1].
2. Васильева С.И. Физическая химия в задачах (часть 2). Смоленск, 1996. [2]

**Методика выполнения эксперимента, необходимое оборудование и реактивы, указания к обработке данных эксперимента, требования к отчёту по лабораторной работе приведены в лабораторном журнале (см. приложение 1 [3]) и пособия: Васильева С. И. Лабораторные работы по физической химии. Смоленск, 2005 [4].**

## Раздел 1. Химическая термодинамика

№ 1. Практическое применение газовых законов и основного уравнения МКТ. (Решение задач по теме «Газовые законы. Основное уравнение кинетической теории газов и следствия из него» [1], задачи из разделов: глава 1: §1; §2).

№ 2. Выработка навыков термодинамических расчётов. (Решение задач по теме «Теплота. Теплоёмкость. Работа. Первый закон термодинамики» [1], задачи из раздела: глава 2: §1).

№ 3. Выработка навыков термодинамических расчётов. (Решение задач по теме: «Термохимия» ([1], задачи из раздела: глава 2 §2).

№ 4. *Лабораторная работа 1. «Определение теплоты гидратации соли» [3], [4].* (Цель работы, методика выполнения эксперимента и расчётов, требования к отчёту по работе, перечень оборудования и реактивов приведены в лабораторном журнале (см. приложение 1 и пособия [4]).

№ 5. Расчёт термодинамических параметров химических процессов, определение их направления. (Решение задач по теме «Второй закон термодинамики. Энтропия. Термодинамические потенциалы» ([1], задачи из разделов: глава 2: §3; §4). Тестирование.

## Раздел 2. Химическое и фазовое равновесие

№ 6. Определение параметров химических реакций и оптимальных условий их осуществления с использованием констант равновесия. (Решение задач по теме «Константы равновесия» ([1], задачи из разделов: глава 3: §1)..

№ 7. Расчёт термодинамических параметров реакций. (Решение задач по теме «Максимальная работа реакции и химическое сродство. Уравнения изотермы и изобары реакции. Правило фаз» ([1], задачи из разделов: глава 3: §2; §3; §4, глава 4: §1).

§

№ 8. Коллоквиум по темам «Химическая термодинамика» и «Химическое и фазовые равновесия». Тестирование по теме «Химическое равновесие».

### **Раздел 3. Растворы**

№ 9. Практическое применение каллигативных законов. (Решение задач по теме «Законы Рауля и Вант Гоффа». [2], задачи из разделов: глава 1: §1; §2; §3; §4).

№ 10. Расчёт количественных характеристик электролитов по экспериментальным данным. (Решение задач по темам «Каллигативные свойства растворов электролитов. Изотонический коэффициент. Степень и константа диссоциации. Водородный показатель». [2], задачи из разделов: глава 2: §1; §3).

№ 11. Вычисление физико-химических характеристик растворов электролитов. (Решение задач по теме «Активность и коэффициент активности. Буферные растворы. Электропроводность». [2], задачи из разделов: глава 2: §2; §4; §5).

№ 12. *Лабораторная работа 2. «Определение электропроводности раствора» [4]. См. Приложение 1.*

№ 13. *Лабораторная работа 3. «Кондуктометрическое титрование» [4]. См. Приложение 1.*

№ 14. Коллоквиум по теме. Тестирование.

№ 15. Контрольная работа. (Темы: «Химическая термодинамика», «Химическое равновесие», «Растворы»).

### **Раздел 4. Химическая кинетика**

№ 16. Практическое применение констант скоростей для управления реакциями. (Решение задач по теме «Константа скорости реакции. Порядок реакции. Определение порядков реакции». [2], задачи из разделов: глава 3: §1; §2).

№ 17. *Лабораторная работа 4. «Определение порядка реакции» [4]. Приложение 1.*

№ 18. Определение параметров реакции с помощью кинетического подхода. (Решение задач по теме «Влияние температуры на скорость реакции». [2], задачи из раздела: глава 3: §3).

№ 19. Коллоквиум по теме «Химическая кинетика». Тестирование.

### **Раздел 5. Электрохимия**

№ 20. Электрохимические расчёты и их применение для определения физико-химических характеристик растворов электролитов. (Решение задач по теме «Электродные потенциалы. Электродвижущие силы». [2], задачи из разделов: глава 4: §1; §2).

№ 21. Практическое применение законов Фарадея. (Решение задач по теме «Электролиз». [2], задачи из разделов: глава 3: §3; §4).

№ 22. *Лабораторная работа 5 «Измерение электродных потенциалов и электродвижущих сил» [4]. См. Приложение 1.*

№ 23. Лабораторные работы 6, 7. «Электрометрический метод определения pH. Потенциометрическое титрование» [4]. См. Приложение 1.

№ 24. Лабораторная работа 8. «Электролиз» [4]. См. Приложение 1.  
Тестирование по теме.

### Самостоятельная работа

Вопросы для проверки знаний по результатам самостоятельной работы (для проведения коллоквиумов):

#### Раздел 1: «ХИМИЧЕСКАЯ ТЕРМОДИНАМИКА»

1.1. Газовое состояние вещества: уравнение состояния идеального газа, смесь газов, закон Дальтона, основное уравнение МКТ и следствие из него, распределение молекул газа по скоростям и энергиям, реальные газы.

1.2. Теплоемкость.

1.3. Работа расширения идеального газа в различных процессах: изотермическом, изохорическом, изобарическом, адиабатическом.

1.4. Внутренняя энергия и энтальпия. Первый закон термодинамики. Частные случаи первого закона.

1.5. Тепловой эффект реакции. Тепловые эффекты реакции при постоянном давлении и объеме, связь между ними.

1.6. Зависимость теплового эффекта реакции от температуры. Закон Кирхгофа.

1.7. Закон Гесса и следствие из него. Расчет энтальпий химических реакций.

1.8. Расчет энергий связи, кристаллической решетки, гидратации, ионизации.

1.9. Второй закон термодинамики, его формулировки, связь с первым законом. Тепловая машина Карно и максимальный КПД.

1.10. Энтропия. Статистическая интерпретация энтропии. Изменение энтропии в обратимых и необратимых процессах. Математическое выражение второго закона термодинамики.

1.11. Изменение энтропии при изменении температуры, объема, давления системы, при смешивании газов, фазовых превращениях.

1.12. Математическое выражение, связывающее 1 и 2 законы термодинамики. Третий закон термодинамики. Абсолютная энтропия.

1.13. Термодинамические потенциалы ( $\Delta G$ ,  $\Delta F$ ), зависимость их от температуры.

1.14. Условия самопроизвольного протекания процессов.

1.15. Максимальная работа химической реакции и химическое сродство.

#### Раздел 2: ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ. ФАЗОВОЕ РАВНОВЕСИЕ

2.1. Зависимость потенциала Гиббса от давления.



- 2.2. Зависимость свободной энергии реакции между идеальными газами от их парциальных давлений.
- 2.3. Характеристика химического равновесия. Смещение химического равновесия. Константы равновесия  $K_c$  и  $K_p$  и связь между ними.
- 2.4. Уравнения изотермы, изобары и изохоры химической реакции.
- 2.5. Правило фаз Гиббса.
- 2.6. Давление пара твердых и жидких тел. Уравнение Клапейрона-Клаузиуса.
- 2.7. Диаграмма состояния чистого вещества.
- 2.8. Диаграмма «состав-температура кристаллизации» двухкомпонентной системы. Термический анализ.

### **Раздел 3. РАСТВОРЫ**

- 3.1. Идеальные растворы. Давление насыщенного пара растворителя над раствором.
- 3.2. Закон Рауля. Растворы с положительными и отрицательными отклонениями от закона Рауля. Причины отклонений.
- 3.3. Температуры замерзания и кипения разбавленных растворов..
- 3.4. Осмос и осмотическое давление. Закон Вант Гоффа.
- 3.5. Состав паровой и жидкой фаз. Диаграммы «состав-давление». Законы Коновалова.
- 3.6. Давление пара несмешивающихся жидкостей. Системы из частично смешивающихся жидкостей. Распределение 3-го компонента между двумя несмешивающимися жидкостями. Закон Нернста.
- 3.7. Диаграммы «состав-температура кипения». Перегонка растворов летучих жидких веществ.
- 3.8. ТЭД. Изотонический коэффициент, связь его со степенью диссоциации. Закон разбавления.
- 3.9. Основные положения теории сильных электролитов. Активность, коэффициент активности, ионная сила раствора. Определение коэффициентов активности.
- 3.10. Ионное произведение воды. Водоородный показатель.
- 3.11. Буферные растворы.
- 3.12. Удельная электропроводность.
- 3.13. Эквивалентная электропроводность. Подвижность ионов. Закон Кольрауша.
- 3.14. Метод измерения электропроводности. Кондуктометрия.

### **Раздел 4: «ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА»**

- 4.1. Факторы, влияющие на скорость реакции. Закон действующих масс.
- 4.2. Порядок реакции, определение порядков реакции. вывод уравнения для константы скорости реакции первого порядка. Отличие кинетики от термодинамики.

- 4.3. Влияние температуры на скорость реакции. Теория Аррениуса. Уравнения Аррениуса и Вант-Гоффа.
- 4.4. Катализ. Общая характеристика катализа.
- 4.5. Теории гетерогенного катализа: мультиплетная, ансамблей, электронная. Примеры.
- 4.6. Гомогенный катализ.
- 4.7. Механизм реакций. Примеры.
- 4.8. Молекулярность реакций. Примеры.
- 4.9. Цепные реакции.
- 4.10. Сложные реакции.
- 4.11. Фотохимические реакции.

## **Раздел 5: «ЭЛЕКТРОХИМИЯ»**

- 5.1. Возникновение скачка потенциала на границе Ме-р-р.
- 5.2. Химический гальванический элемент.
- 5.3. Концентрационный гальванический элемент.
- 5.4. Вывод уравнения Нернста для цепи.
- 5.5. Вывод уравнения Нернста для электрода. Ряд напряжений. Классификация электродов.
- 5.6. Потенциометрические измерения. Электроды сравнения.
- 5.7. Определение рН с помощью каломельно-водородной цепи. и хингидронно-каломельной цепи.
- 5.8. Измерение ЭДС. Элемент Вестона.
- 5.9. Электролиз.
- 5.10. Поляризация. Перенапряжение.
- 5.11. Химические источники тока.
- 5.12. Коррозия металлов и методы защиты от неё.

## **Контрольные вопросы для самопроверки знаний**

### Раздел 1. Химическая термодинамика

1. Охарактеризуйте отличия газов от других состояний веществ и причины этих отличий.
2. Перечислите параметры состояния газа, запишите уравнения, связывающие эти параметры.
3. Запишите основное уравнение кинетической теории газов и выведите из него уравнения для расчета кинетической энергии молекулы и моля газа; средней квадратичной скорости

- молекул; зависимости средней квадратичной скорости молекул от температуры (для одного и того же газа) и от относительной молекулярной массы газа ( для  $T = \text{const}$ ).
- Графически изобразите распределение молекул газа по скоростям и изменение этого распределения с температурой.
  - Графически изобразите распределение молекул газа по энергиям и изменение этого распределения с температурой. Запишите математическое выражение закона распределения частиц по энергиям.
  - Объясните причину отклонений в поведении реальных газов от соотношения  $PV = RT$ .
  - Назовите два основных фактора, ответственных за отклонение свойств реальных газов от предсказываемых уравнением состояния идеального газа.
  - Объясните, в чем состоит различие на молекулярном уровне между газами, жидкостями и твердыми телами.
  - Объясните смысл понятия средней длины свободного пробега молекул газа и связь этого понятия со скоростью диффузии молекул газа и теплопроводностью газа.
  - Сформулируйте понятия «внутренняя энергия», «энтальпия», «фаза», «компонент», «изолированная система» «неизолированная система», «параметры состояния», «экстенсивные параметры», «интенсивные параметры», «состояние системы», «равновесное состояние», «уравнение состояния», «термодинамический процесс», «функции состояния», «изохорный, изобарный, изотермический, адиабатический процессы», «равновесный и неравновесный процессы», «обратимый и необратимый процессы».
  - Как связана молекулярная теплоемкость идеального газа при постоянном объеме с приращением кинетической энергии газа с ростом температуры? Чему равны молярные теплоемкости одно- и двух атомных газов при  $P = \text{const}$ ,  $V = \text{const}$ ? Как связаны  $C_p$  и  $C_v$ ?
  - Сформулируйте правило Дюпонга и Пти и закон Коппа-Неймана.
  - Сформулируйте первый закон термодинамики и запишите его выражение в интегральной и дифференциальной форме.
  - Охарактеризуйте взаимосвязь между изменением внутренней энергии и изменением энтальпии для процессов, протекающих в газовых и конденсированных системах.
  - Установите связь между теплотой, сообщаемой системе и приращением внутренней энергии и энтальпии в изохорных и изобарных процессах.
  - Установите взаимосвязь между  $Q$ ,  $U$ ,  $H$ ,  $A$ ,  $C$ ,  $T$ ,  $V$ ,  $P$  для изотермического, изохорного, изобарного и адиабатного процессов.
  - Объясните взаимосвязь между тепловым эффектом реакции и изменением внутренней энергии и энтальпии в ходе этой реакции
  - Сформулируйте закон Гесса и объясните связь с первым законом термодинамики. Сформулируйте следствия из закона Гесса.
  - Охарактеризуйте практическое значение закона Гесса и проиллюстрируйте на примере конкретной химической реакции.
  - Объясните, почему можно суммировать теплоты реакций наряду с самими уравнениями реакций.
  - Как вычислить изменение энтальпии химического процесса по изменениям энтальпии других процессов, которые можно скомбинировать таким образом, чтобы получился данный процесс?
  - Как вычислить изменение энтальпии реакции по энтальпиям образования или сгорания исходных и конечных продуктов?
  - Сформулируйте понятия: «теплота образования», «теплота сгорания», «теплота гидратации», «удельная теплота плавления», «молярная теплота плавления».
  - Охарактеризуйте стандартные условия в термодинамике.
  - Как вычислить теплоту гидратации исходя из данных о теплоте растворения безводной соли и кристаллогидрата?
  - Как перейти от удельных тепловых величин к молярным и наоборот?
  - Как использовать закон Гесса и справочные данные для определения калорийности продуктов и теплотворной способности топлива?
  - Выведите формулу зависимости теплового эффекта реакции от температуры и сформулируйте закон Кирхгофа.

29. Охарактеризуйте понятие «максимальная работа» на примере процесса изотермического расширения газа.
30. Сформулируйте второй закон термодинамики в общей форме (постулаты Клаузиуса и Томсона); объясните смысл теоремы Карно; запишите выражение для коэффициента полезного действия тепловой машины.
31. Покажите связь между первым и вторым законами термодинамики, охарактеризуйте практическое значение этих законов.
32. Дайте качественное определение энтропии и ее статистическую интерпретацию. Предскажите изменение энтропии в заданном процессе.
33. Сформулируйте второй закон термодинамики и запишите его выражение, используя понятие об энтропии.
34. Сформулируйте третий закон термодинамики и поясните его применение для расчета абсолютных энтропий веществ. Объясните, почему энтропия идеального кристалла обращается в нуль при температуре абсолютного нуля.
35. Выведите формулы для вычисления изменения энтропии при изменении температуры, объема, давления; фазовых превращениях; смешении газов.
36. Как вычислить изменение энтропии любой реакции, используя приведенные в справочнике значения абсолютных энтропий?
37. Охарактеризуйте применение  $U$ ,  $H$ ,  $S$  в качестве критерия самопроизвольности процесса.
38. Путем качественных рассуждений об изменении энтальпии и энтропии в самопроизвольном процессе, а затем математически выведите формулы для расчета стандартных энергий Гиббса и Гельмгольца.
39. Поясните физический смысл термодинамических потенциалов Гиббса и Гельмгольца. Поясните, что понимают под стандартными условиями в термодинамике.
40. Охарактеризуйте зависимость потенциала Гиббса от температуры для различных реакций. Как вычислить температуру термодинамического равновесия?
41. Составьте термодинамическую классификацию химических реакций.
42. Охарактеризуйте понятие «химическое сродство» и установите связь между максимальной работой реакции и химическим сродством.
43. Выведите формулу, связывающую потенциал Гиббса и давление. Показать роль единиц давления при записи этой формулы.

## Раздел 2. Химическое равновесие. Фазовое равновесие

44. Охарактеризуйте основные свойства химического равновесия, проиллюстрируйте их на конкретных примерах.
45. Установите зависимость между стандартным изменением свободной энергии реакции и равновесными парциальными давлениями реагентов и продуктов конкретной химической реакции.
46. Запишите выражение константы равновесия для гомогенных и гетерогенных реакций ( $K_p$  и  $K_c$ ); объясните зависимость вида уравнения для константы равновесия от вида стехиометрического уравнения реакции; объясните взаимосвязь константы равновесия с константами скоростей прямой и обратной реакций для элементарных и сложных реакций, охарактеризуйте размерность констант равновесия ( $K_p$  и  $K_c$ ).
47. Установите зависимость между энергией Гиббса обратимой реакции для стандартных и нестандартных условий (выводить уравнение изотермы Вант-Гоффа). Как применить уравнение изотермы реакции на практике?
48. Опишите соотношение между  $G$  и работой, которая может быть получена при протекании самопроизвольного процесса.
49. Запишите уравнения изохоры и изобары реакции и интегрировать их в предположении, что  $H$  и  $U$  не зависят от температуры. Объясните, каким образом температурная зависимость константы равновесия реакции связана с тепловым эффектом этой реакции. Примените уравнение Вант – Гоффа для расчета констант равновесий при различных температурах (если известна константа равновесия при какой – либо температуре).

50. Сформулируйте принцип Ле – Шателье и примените его для предсказания направления смещения равновесия при изменении параметров состояния. Объясните принципы смещения равновесия.
51. Сформулируйте правило фаз Гиббса, поясните смысл входящих в него членов; определите число независимых компонентов и число степеней свободы в конкретных системах.
52. Выведите уравнение Клайперона – Клаузиуса для конкретного равновесия в двухфазной системе.
53. Постройте фазовую диаграмму воды.
54. Графически изобразите диаграммы плавкости систем с эвтектикой, систем, в которых образуются твердые растворы; систем, в которых компоненты образуют химические соединения. Приведите примеры систем каждого типа.
55. Объясните сущность метода термического анализа.

### Раздел 3. Растворы

56. Объясните на молекулярном уровне причины понижения давления пара над раствором. Сформулируйте закон Рауля.
57. Дайте определение понятию «идеальный раствор» и объясните на молекулярном уровне причины положительных и отрицательных отклонений от идеальности растворов и влияние этих отклонений на давление пара над раствором.
58. Графически изобразите зависимость парциальных и общего давления пара от состава смеси; использовать эти диаграммы для решения практических задач.
59. Постройте диаграммы «состав-давление пара» различного типа, объясните, что изображают на них различные области диаграммы и разделяющие их граничные линии. Опишите, какие изменения происходят со смесью, состав которой задан точкой на диаграмме, при повышении или понижении температуры. Сформулируйте законы Коновалова.
60. Изобразите диаграммы «состав-температура кипения» различного типа. Опишите, какие изменения будут происходить со смесями заданного состава при повышении температуры (при  $P = \text{const}$ ). Укажите, какое вещество будет отгоняться при дистилляции смеси заданного состава.
61. Охарактеризуйте системы из частично смешивающихся жидкостей.
62. Запишите математическое выражение для общего давления пара смеси нерастворимых друг в друге жидкостей и объясните практическое значение этой зависимости.
63. Охарактеризуйте процесс экстрагирования и его практическое значение. Сформулируйте закон Нернста.
64. Сформулируйте закон Рауля о повышении температуры кипения и понижении температуры замерзания разбавленных растворов.
65. Объясните причины повышения температур кипения и понижения температур замерзания растворов по сравнению с чистыми жидкостями.
66. Объясните физический смысл криоскопической и эбулиоскопической постоянной.
67. Объясните механизм осмоса и его физическую сущность. Объясните смысл понятия «осмотическое давление»; Сформулируйте закон Вант-Гоффа и запишите его математическое выражение.
68. Объясните различие между величинами изменения коллигативных свойств,
69. Установите зависимость между изотоническим коэффициентом и степенью диссоциации.
70. Сформулируйте закон разбавления Оствальда и выведите его математическое выражение. Назовите границы применимости закона действующих масс в растворах электролитов и его значение в химии водных растворов.
71. Объясните механизм электролитической диссоциации в воде веществ с ионным и ковалентным типом связи. Приведите факты, свидетельствующие о гидратации ионов в водных растворах.
72. Охарактеризуйте факторы, определяющие глубину процесса ионизации вещества в растворе.
73. Сформулируйте основные положения теории сильных электролитов и объясните необходимость понятия «активность» для объяснения свойств сильных электролитов. Охарактеризуйте

ризуйте понятие «кажущаяся степень электролитической диссоциации» и физический смысл коэффициента активности.

74. Как вычислить ионную силу раствора, средний коэффициент активности, активность электролита и ионов.
75. Опишите, как готовить буферный раствор с определенной рН и объясните, каким образом буферный раствор сопротивляется попыткам изменения его рН.
76. Приведите формулировки понятий «удельная электропроводность», «эквивалентная электропроводность»; объясните связь между ними; обоснуйте влияние различных факторов на удельную и эквивалентную электропроводности.
77. Опишите сущность метода изменения электропроводности, экспериментально определите электропроводность растворов.
78. Опишите сущность кондуктометрического определения степени и константы диссоциации слабого электролита; растворимости и произведения растворимости труднорастворимого электролита; концентрацию кислоты или щелочи. Осуществите экспериментально эти определения.
79. Охарактеризуйте содержание тем школьного курса химии, связанных с разделом «Растворы электролитов» (для обычных классов и классов с углубленным изучением химии).

#### Раздел 4. Химическая кинетика

80. Сформулируйте закон действующих масс и запишите его математическое выражение в общем виде.
81. Каков физический смысл константы скорости реакции? От каких факторов она зависит?
82. Что называют частным и суммарным порядками реакции?
83. Запишите уравнения констант скорости реакции первого и второго порядков. Зависит ли значение константы скорости реакции от промежутка времени?
84. Как экспериментально определить порядок реакции?
85. Зачем в конце опыта добавляют катализатор?

#### Раздел 5. Электрохимия

86. Какое устройство называют гальваническим элементом? Какие ГЭ называют химическими, какие - концентрационными?
87. От чего зависит величина электродвижущей силы химического и концентрационного ГЭ?
88. Как вычислить энергию Гиббса окислительно-восстановительной реакции, протекающей в ГЭ по известному значению его ЭДС?
89. Начертите схему электрической цепи для определения ЭДС ГЭ.
90. Какие измерения называются потенциметрическими? На чем они основаны? Приведите схему какого-либо ГЭ, пригодного для потенциметрических измерений.
91. Что можно определить потенциметрическим методом?
92. Какие электроды называют электродами сравнения?
93. У каких электродов потенциал зависит от рН?
94. Каково устройство стеклянного электрода? Чему равен его потенциал? Какие меры предосторожности необходимо соблюдать при работе со стеклянным электродом?
95. Как потенциметрическим методом определить степень и константу диссоциации слабой кислоты?
96. Как потенциметрическим методом определить коэффициент активности?
97. На чем основан метод потенциметрического титрования?
98. Какой электрод используется в качестве индикаторного при кислотно-основном титровании?
99. Чем отличаются кривые ПТ для сильной и слабой кислот?
100. Как определить точку эквивалентности по кривым ПТ?
101. Как построить дифференциальные кривые титрования?
102. Как рассчитать концентрацию исследуемого раствора по данным ПТ?
103. Процессы, протекающие в свинцовом аккумуляторе.
104. Процессы протекающие в Cd-Ni аккумуляторе.

105. Процессы, протекающие при коррозии с водородной деполяризацией.
106. Процессы, протекающие при коррозии с кислородной деполяризацией.
107. Схемы электролиза водного раствора медного купороса с инертными электродами.
108. Схемы электролиза водных растворов  $\text{KNO}_3$ ,  $\text{KNO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{CuCl}_2$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{ZnSO}_4$  и расплавов  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{KCl}$ .

## 6. КРИТЕРИИ ОЦЕНИВАНИЯ РЕЗУЛЬТАТОВ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ

### 6.1. Оценочные средства и критерии оценивания для текущей аттестации

**1. Домашние самостоятельные работы по решению задач** (задания индивидуальные, варианты для выполнения работ хранятся в лаборатории).

Пример задания для одного из вариантов:

Тема: «Химическая кинетика»

Вариант 1. Решить задачи из пособия [2]: III.1. № 22, № 75; III.2. № 4; III.3. № 36, 39.

*Критерии оценивания:*

- оценка 5 «отлично» выставляется, если все задачи решены правильно или имеют несущественные недочёты;
- оценка 4 «хорошо» выставляется, если 80 % задач решены верно;
- оценка 3 «удовлетворительно» выставляется, если правильно решены 50 - 75 % задач;
- оценка 2 «неудовлетворительно» выставляется, если правильно решены менее 50 % задач.

### Коллоквиумы

Вопросы для коллоквиумов приведены в разделе «Самостоятельная работа».

*Критерии оценивания:*

– оценка 5 «отлично» выставляется, если полно раскрыто содержание материала в объеме поставленного вопроса, материал усвоен осознанно и имеются навыки его практического применения; студент правильно использует химическую терминологию;

– оценка 4 «хорошо» выставляется, если раскрыто основное содержание материала, в основном даны правильные определения понятий и использованы научные термины, ответ осознанный, но неполный, допущены несущественные ошибки при изложении материала, выводе формул, небольшие неточности при практическом использовании теоретического материала;

– оценка 3 «удовлетворительно» выставляется, если основное содержание материала в объеме поставленного вопроса изложено неполно, не всегда последовательно, определения понятий недостаточно четкие или допущены ошибки при их формулировании; существенные ошибки при выводе формул, ошибки и неточности в использовании научной терминологии, определении понятий;

– оценка 2 «неудовлетворительно» выставляется, если основное содержание материала в объеме поставленного вопроса не раскрыто, не даны ответы на вспомогательные вопросы преподавателя, допущены грубые ошибки при выводе формул, отражающих важнейшие физико-химические закономерности, ошибки в терминологии.

### 3. Лабораторные работы

Методика выполнения эксперимента, необходимое оборудование и реактивы, указания к обработке данных эксперимента, требования к отчету и оформлению лабораторной работы приведены в пособии (Вассильева С.И. Лабораторные работы по физической химии. Смоленск, 2005) и лабораторном журнале — приложение 1.

### Критерии оценивания:

- оценка 5 «отлично» выставляется, если эксперимент выполнен правильно и при его выполнении студент продемонстрировал необходимые экспериментальные навыки, умение планировать эксперимент, правильно использовать лабораторное оборудование, грамотно обрабатывать экспериментальные данные; если правильно оформлен лабораторный журнал.
- оценка 4 «хорошо» выставляется, если эксперимент выполнен правильно, но при обработке полученных данных допущены некоторые несущественные ошибки. Студент имеет экспериментальные навыки, правильно оформил лабораторный журнал.
- оценка 3 «удовлетворительно» выставляется, если студент испытывал затруднения при планировании и выполнении эксперимента, обработке полученных данных и оформлении лабораторного журнала.
- оценка 2 «неудовлетворительно» выставляется, если при выполнении эксперимента допущены существенные ошибки, студент не смог спланировать эксперимент и сделать необходимые расчёты.

### 4. Тестирование

Примеры тестовых заданий:

#### ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЕ ПРОЦЕССЫ

1. В гальваническом элементе, состоящем из олова, погружённого в раствор хлорида олова, и серебра, погружённого в раствор нитрата серебра, соединённых электролитическим мостиком из раствора хлорида калия, протекает окислительно-восстановительная реакция:  
1)  $\text{Sn} + 2\text{Ag}^+ \rightarrow \text{Sn}^{2+} + 2\text{Ag}^0$ ;      2)  $\text{Sn}^{2+} + 2\text{Ag}^0 \rightarrow \text{Sn}^0 + 2\text{Ag}^+$ ;  
3)  $\text{Sn}^{2+} + 2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2^0 + \text{Sn}^0$ ;      4)  $2\text{Cl}^- + 2\text{Ag}^+ \rightarrow \text{Cl}_2^0 + 2\text{Ag}^0$ .
2. В гальваническом элементе  $\text{Sn} | \text{Sn}^{2+} || \text{Cu}^{2+} | \text{Cu}$   
1) олово восстанавливается;      2) олово осаждается на поверхности серебра;  
3) медь окисляется;      4) олово окисляется.
3. ЭДС гальванического элемента, состоящего из цинка и кадмия, погружённых в 0,1 М растворы их нитратов ( $E^0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ В}$ ;  $E^0(\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}) = -0,4 \text{ В}$ ), равна \_\_\_\_\_ В.
4. Из нескольких пар металлов, находящихся в контакте с соляной кислотой, наиболее энергично в кислоте растворяется пара:  
1) Ni – Sn;      2) Cd – Pb;      3) Zn – Cu;      4) Cu – Ag.
5. При повышенной влажности наиболее коррозионно-активным газом является  
1) диоксид азота; 2) монооксид углерода; 3) азот; 4) углекислый газ.
6. Коррозия чугуна с наибольшей скоростью протекает в:  
1) дистиллированной воде;      2) воде, насыщенной кислородом и сернистым газом;  
3) воде, насыщенной кислородом;      4) воде, насыщенной кислородом и аргоном.
7. Из нескольких пар находящихся в контакте металлов наиболее энергично в серной кислоте растворяется:      1) Fe – Zn      2) Fe – Sn      3) Fe – Cu      4) Fe – Ni
8. Путём электролиза раствора можно получить  
1) водород      2) кальций      3) серебро      4) серный ангидрид
9. В растворе одновременно присутствуют ионы  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{Ni}^{2+}$ ,  $\text{Sn}^{2+}$ ,  $\text{Ag}^+$ . При одинаковых условиях первыми из раствора при электролизе будут восстанавливаться ионы  
1)  $\text{Mg}^{2+}$ ,      2)  $\text{Ni}^{2+}$ ,      3)  $\text{Sn}^{2+}$ ,      4)  $\text{Ag}^+$ .



10. Уравнение процесса, протекающего на аноде при электролизе водного раствора сульфата магния с платиновыми электродами, имеет вид:  
 1)  $2\text{SO}_4^{2-} - 4\bar{e} = \text{O}_2 + 2\text{SO}_3$ ;                      2)  $\text{Pt} - 2\bar{e} = \text{Pt}^{2+}$   
 3)  $4\text{OH}^- - 4\bar{e} = \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ ;                      4)  $2\text{H}_2\text{O} - 4\bar{e} = \text{O}_2 + 4\text{H}^+$ .
11. При электролизе водного раствора  $\text{AgNO}_3$  на катоде выделилось 21,6 г серебра. Объём газа, выделившегося на аноде, равен (н.у., л): 1) 0,56; 2) 2,24; 3) 1,12; 4) 0,28.
12. Для получения 5,6 л хлора (н.у.) электролизом водного раствора хлорида калия необходимо \_\_\_\_\_ г чистой соли 1) 74,5      2) 37,25      3) 149      4) 298.

### ОСНОВЫ ХИМИЧЕСКОЙ ТЕРМОДИНАМИКИ

1. Для перехода  $\text{Cu}(\text{тв.}) \rightarrow \text{Cu}(\text{ж})$  значение стандартной энтальпии  
 1)  $\Delta H > 0$ ; 2)  $\Delta H = 0$ ; 3)  $\Delta H < 0$ ; 4) не изменится.
2. Для перехода  $\text{Cu}(\text{ж.}) \rightarrow \text{Cu}(\text{тв.})$  значение стандартной энтропии  
 1)  $\Delta S > 0$ ; 2)  $\Delta S = 0$ ; 3)  $\Delta S < 0$ ; 4) не изменится.
3. Наибольшему значению энтропии соответствует состояние воды  
 1)  $\text{H}_2\text{O}(\text{ж}, 273 \text{ K})$ ; 2)  $\text{H}_2\text{O}(\text{тв.}, 200 \text{ K})$ ; 3)  $\text{H}_2\text{O}(\text{г}, 273 \text{ K})$ ; 4)  $\text{H}_2\text{O}(\text{г}, 398 \text{ K})$ .
4. Уравнение реакции, происходящей с увеличением энтропии, имеет вид  
 1)  $\text{CaO} + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3$ ;                      2)  $\text{NH}_4\text{NO}_2(\text{тв.}) = \text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O}(\text{г})$ ;  
 3)  $\text{N}_2 + \text{O}_2 = 2\text{NO}$ ;                      4)  $2\text{H}_2\text{S} + 3\text{O}_2 = 2\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}(\text{г})$ .
5. Объём газа (н.у.), отвечающий выделению 380 кДж теплоты в реакции  
 $2\text{KClO}_3 = 2\text{KCl} + 3\text{O}_2 + 76 \text{ кДж}$ , равен (л) 1) 16,8; 2) 33,6; 3) 168; 4) 336.
6. При взаимодействии 100 г железа в реакции  $3\text{Fe} + 2\text{O}_2 = \text{Fe}_3\text{O}_4 + 1118 \text{ кДж}$  выделяется \_\_\_\_\_ теплоты (кДж): 1) 665,5; 2) 133,1; 3) 66,55; 4) 13,31.
7. Реакция невозможна при любой температуре, если  
 1)  $\Delta H > 0, \Delta S = 0$ ; 2)  $\Delta H < 0, \Delta S > 0$ ; 3)  $\Delta H < 0, \Delta S < 0$ ; 4)  $\Delta H > 0, \Delta S > 0$ .
8. Реакция  $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2$ , для которой  $\Delta H = 178 \text{ кДж}$ ,  $\Delta S = 160 \text{ Дж}$ , при стандартных условиях  
 1) протекает в обратном направлении; 2) находится в колебательном режиме;  
 2) протекает в прямом направлении; 3) находится в равновесии.

### ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА И КАТАЛИЗ

1. Если температурный коэффициент скорости реакции равен 2, то при повышении температуры от 20 до 50 °С скорость реакции 1) увеличится в 6 раз; 2) уменьшится в 4 раза;  
 3) увеличится в 8 раз; 4) уменьшится в 2 раза.
2. Температурный коэффициент скорости реакции равен 3. При понижении температуры от 50 до 30 °С скорость реакции 1) увеличится в 3 раза; 2) уменьшится в 9 раз;  
 3) уменьшится в 3 раза; 4) уменьшится в 27 раз.
3. При 25 °С реакция заканчивается за 36 минут. За сколько минут закончится реакция при 45 °С, если температурный коэффициент равен 3? 1) 4 2) 8 3) 3 4) 6
4. Если при повышении температуры от 50 до 90 °С скорость реакции увеличилась в 16 раз, то температурный коэффициент её равен 1) 1 2) 2 3) 3 4) 4

5. Если образец карбоната магния растворяется в серной кислоте при 250 °С за 16 сек, а при 55°С за 2 сек, то температурный коэффициент равен 1) 8 2) 2,67 3) 2 4) 0,5
6. При увеличении давления в системе  $2A(г) + B(г) = C(г)$  в 3 раза скорость прямой реакции увеличивается в \_\_\_\_\_ раз 1) 3 2) 9 3) 12 4) 27
7. Для увеличения скорости прямой реакции  $A_2 + 3B_2 = 2AB_3$  в 27 раз концентрацию вещества В надо увеличить в \_\_\_\_\_ раз(а) 1) 9 2) 27 3) 30 4) 3

### ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

1. В равновесной смеси для реакции  $CO_2 + 4H_2 \leftrightarrow CH_4 + 2H_2O$  ( $K_c = 0,04$ ) преобладают 1) реагенты 2) продукты 3) реагент  $H_2$  4) продукт  $H_2O$
2. Системами, для которых математическое выражение закона действующих масс имеет вид  $K_c = [CO]$ , являются 1)  $Fe_3O_4(тв.) + 4C(тв.) \leftrightarrow 3FeO(тв.) + CO(г)$  2)  $Fe_3O_4(тв.) + 4C(тв.) \leftrightarrow 3Fe(тв.) + 4CO(г)$  3)  $CaO(тв.) + 3C(тв.) \leftrightarrow CaC_2(тв.) + CO(г)$  4)  $CaCO_3(тв.) + 4C(тв.) \leftrightarrow CaC_2(тв.) + 3CO(г)$
3. Состоянию равновесия  $CO + H_2O \leftrightarrow CO_2 + H_2$   $\Delta H = -40$  кДж,  $\Delta S = -0,04$  кДж/К отвечает стандартная энергия Гиббса (кДж) реакции 1) -80 2) -40 3) 0 4) 80
4. Для смещения равновесия в системе  $MgO(тв.) + CO_2(г) \leftrightarrow MgCO_3(тв.)$   $\Delta H < 0$  в сторону продуктов реакции необходимо 1) ввести ингибитор 2) ввести катализатор 3) понизить давление 4) понизить температуру
5. Для смещения равновесия реакции  $2CuO(тв.) + CO(г) \leftrightarrow Cu_2O(тв.) + CO_2(г)$  вправо необходимо: 1) уменьшить концентрацию  $CuO$  2) уменьшить концентрацию  $Cu_2O$  3) увеличить концентрацию  $CO$  4) увеличить концентрацию  $CO_2$ .
6. При увеличении давления равновесие в системе  $4Fe(тв.) + 3O_2(г) \leftrightarrow 2Fe_2O_3(тв.)$  сместится в сторону 1) прямой реакции 2) обратной реакции 3) к новому равновесию 4) не сместится
7. Повышение давления приводит к увеличению выхода продуктов реакции: 1)  $2NO_2(г) + O_2(г) \leftrightarrow 2NO_2(г)$  2)  $Fe_3O_4(тв.) + 4CO(г) \leftrightarrow 3Fe(тв.) + 4CO_2(г)$  3)  $CO(г) + H_2O(г) \leftrightarrow CO_2(г) + H_2(г)$  4)  $CaO(тв.) + CO_2(г) \leftrightarrow CaCO_3(тв.)$
8. Повышение давления приводит к увеличению выхода продуктов реакции: 1)  $Fe_3O_4(тв.) + 4CO(г) \leftrightarrow 3Fe(тв.) + 4CO_2(г)$  2)  $CaO(тв.) + CO_2(г) \leftrightarrow CaCO_3(тв.)$  3)  $2NO(г) + O_2(г) \leftrightarrow 2NO_2(г)$  4)  $CO(г) + H_2O(г) \leftrightarrow CO_2(г) + H_2(г)$
9. К смещению равновесия в системе  $2SO_2(г) + O_2(г) \leftrightarrow 2SO_3(г)$   $\Delta H < 0$  в сторону прямой реакции приводит 1) введение катализатора 2) увеличение температуры 3) уменьшение парциального давления компонентов 4) увеличение давления

### ОБЩИЕ СВОЙСТВА РАСТВОРОВ

1. Повышение температуры кипения и понижение температуры замерзания растворов неэлектролитов определяется законом 1) Вант-Гоффа 2) Рауля 3) Менделеева 4) Аррениуса

2. Влияние давления на растворимость газов в жидкости выражает закон  
1) Вант-Гоффа      2) Рауля      3) Генри      4) Аррениуса
3. Закон осмотического давления установил    1) Вант-Гофф    2) Рауль    3) Генри    4) Аррениус
4. При 20 °С давление насыщенного пара бензола равно 100 кПа. Давление насыщенного пара над раствором бензола ( $M=78$  г/моль), в 83 г которого содержится 12,8 г нафталина ( $M=128$  г/моль) составляет \_\_\_\_\_ кПа (введите ответ).
5. Водный раствор неэлектролита замерзает при  $-1,86$  °С. Концентрация вещества в растворе составляет \_\_\_\_\_ моль/кг ( $K_b=1,86$ ). Введите ответ.
6. Раствор, содержащий 5 г вещества-неэлектролита в 100 г воды, кипит при 100,43 °С ( $E=0,52$ ). Молярная масса вещества      1) 11      2) 60      3) 6      4) 216
7. Концентрация раствора глюкозы, кипящего при 100,78 °С ( $K_k(H_2O)=0,52$  К/кг моль), равна \_\_\_\_\_ моль/кг    1) 1,5      2) 0,3      3) 1      4) 0,5
8. Концентрация водного раствора мочевины, замерзающего при  $-0,93$  °С ( $K_3(H_2O)=1,86$  К/кг моль) равна \_\_\_\_\_ моль/кг    1) 2      2) 50      3) 1      4) 0,5
9. Молярная масса вещества, при растворении 2,3 г которого в 100 г воды температура кипения раствора повышается на 0,26 К ( $E_b=0,52$ ) составляет \_\_\_\_\_ г/моль (введите ответ).

*Критерии оценивания:*

- оценка 5 «отлично» выставляется, если ответы на все вопросы правильные.
- оценка 4 «хорошо» выставляется, если правильные ответы приведены на 75 % и более вопросов.
- оценка 3 «удовлетворительно» выставляется, если правильные ответы приведены на 50 - 75 % вопросов.
- оценка 2 «неудовлетворительно» выставляется, если правильные ответы приведены менее, чем на 50% вопросов теста.

## 5. Контрольная работа

### ОБРАЗЕЦ КОНТРОЛЬНОЙ РАБОТЫ

1. Возможна ли следующая реакция:  $Hg_2Cl_2 (кр.) = HgCl_2(кр.) + Hg(ж)$  ? Ответ подтвердите, рассчитав стандартную энергию Гиббса для этой системы. Определите температурные границы протекания реакции.
2. Газовая смесь, которую можно считать идеальным газом, содержит 0,4 кг гелия и 1,4 кг хлора и находится под давлением  $1,1013 \cdot 10^6$  Па. Найдите работу изобарического расширения смеси от 298 К до 323 К. Как изменился объём смеси и внутренняя энергия системы?
3. Тепловой эффект растворения безводного сульфата магния  $-87,6$  кДж/моль. Тепловой эффект растворения кристаллогидрата  $MgSO_4 \cdot 4H_2O$   $-7,66$  кДж/моль при 298 К. Вычислите тепловой эффект образования  $MgSO_4 \cdot 4H_2O$  из безводной соли и воды.
4. Равновесие реакции  $H_2 + I_2 = 2HI$  установилось при следующих концентрациях веществ:  $[H_2] = 0,01$  моль/л;  $[I_2] = 0,1$  моль/л;  $[HI] = 0,08$  моль/л. В равновесную смесь добавили водород так, что его концентрация увеличилась на 0,1 моль/л. Вычислите новые равновесные концентрации веществ и константу равновесия реакции.

5. Рассчитать константу диссоциации бензойной кислоты, если известно, что  $pH = 0,1$  и раствора его равен 2,6.

*Критерии оценивания:*

- «Отлично» - выставляется студентам, которые показали полные системные знания теоретического материала разделов курса и умение применять эти знания на практике для расчёта заданных термодинамических и кинетических характеристик и определения параметров химических реакций, не допуская ошибок. Правильно решены все задачи.
- «Хорошо» - выставляется студентам, имеющим полные системные теоретические знания по всем разделам курса, не допускающим принципиальных ошибок в процессе применения теоретических знаний на практике, не допускающих грубых математических ошибок. Правильно решены 80 % задач.
- «Удовлетворительно» - выставляется студентам, которые усвоили основные теории и законы, относящиеся к разделам курса, однако допустившим существенные ошибки и испытывающим затруднения в процессе применения их на практике для определения термодинамических характеристик и параметров реакций, допускающих математические ошибки в вычислениях. Правильно решены 50 - 75 % задач.
- «Неудовлетворительно» - выставляется студентам, у которых имеются значительные пробелы в знании теоретического материала и которые не умеют применять знание теории на практике. Правильно решены менее 50 % задач.

## 6.2. Оценочные средства и критерии оценивания для промежуточной аттестации

Экзамен - 3 семестр.

### Вопросы для подготовки к экзамену

1. Газовое состояние вещества: уравнение состояния идеального газа, смесь газов, закон Дальтона, основное уравнение МКТ и следствие из него, распределение молекул газа по скоростям и энергиям, реальные газы.
2. Теплоемкость.
3. Работа расширения идеального газа в различных процессах: изотермическом, изохорическом, изобарическом, адиабатическом.
4. Внутренняя энергия и энтальпия. Первый закон термодинамики. Частные случаи первого закона.
5. Тепловой эффект реакции. Тепловые эффекты реакции при постоянном давлении и объеме, связь между ними.
6. Зависимость теплового эффекта реакции от температуры. Закон Кирхгофа.
7. Закон Гесса и следствие из него. Расчет энтальпий химических реакций. Расчет энергий связи, кристаллической решетки, гидратации, ионизации.
8. Второй закон термодинамики, его формулировки, связь с первым законом. Тепловая машина Карно и максимальный КПД.
9. Энтропия. Статистическая интерпретация энтропии. Изменение энтропии в обратимых и необратимых процессах. Математическое выражение второго закона термодинамики.

10. Изменение энтропии при изменении температуры, объема, давления системы, при смешивании газов, фазовых превращениях.
11. Математическое выражение, связывающее 1 и 2 законы термодинамики. Третий закон термодинамики. Абсолютная энтропия.
12. Термодинамические потенциалы ( $\Delta G$ ,  $\Delta F$ ), зависимость их от температуры. Условия самопроизвольного протекания процессов. Максимальная работа процесса и химическое сродство.
13. Зависимость потенциала Гиббса от давления. Зависимость свободной энергии реакции между идеальными газами от их парциальных давлений.
14. Характеристика химического равновесия. Смещение химического равновесия. Константы равновесия  $K_c$  и  $K_p$  и связь между ними.
15. Уравнения изотермы, изобары и изохоры химической реакции.
16. Правило фаз Гиббса. Давление пара твердых и жидких тел. Уравнение Клапейрона-Клаузиуса. Диаграмма состояния чистого вещества.
17. Диаграмма «состав-температура кристаллизации» двухкомпонентной системы. Термический анализ.
18. Идеальные растворы. Давление насыщенного пара растворителя над раствором. Закон Рауля. Растворы с положительными и отрицательными отклонениями от закона Рауля. Причины отклонений.
19. Температуры замерзания и кипения разбавленных растворов. Осмос и осмотическое давление. Закон Вант Гоффа.
20. Состав паровой и жидкой фаз. Диаграммы «состав-давление». Законы Коновалова.
21. Давление пара несмешивающихся жидкостей. Системы из частично смешивающихся жидкостей. Распределение 3-го компонента между двумя несмешивающимися жидкостями. Закон Нернста.
22. Диаграммы «состав-температура кипения». Перегонка растворов летучих жидких веществ.
23. ТЭД. Изотонический коэффициент, связь его со степенью диссоциации. Закон разбавления.
24. Основные положения теории сильных электролитов. Активность, коэффициент активности, ионная сила раствора. Определение коэффициентов активности.
25. Ионное произведение воды. Водоородный показатель. Буферные растворы.
26. Удельная электропроводность. Эквивалентная электропроводность. Подвижность ионов. Закон Кольрауша.
27. Метод измерения электропроводности. Кондуктометрия.
28. Факторы, влияющие на скорость реакции. Закон действующих масс.
29. Порядок реакции, определение порядков реакции. вывод уравнения для константы скорости реакции первого порядка. Отличие кинетики от термодинамики.

30. Влияние температуры на скорость реакции. Теория Аррениуса. Уравнения Аррениуса и Вант-Гоффа
31. Катализ. Общая характеристика катализа. Теории гетерогенного катализа: мультиплетная, ансамблей, электронная. Примеры. Гомогенный катализ.
32. Механизм реакций. Примеры. Молекулярность реакций. Примеры.
33. Цепные реакции. Сложные реакции. Фотохимические реакции.
34. Возникновение скачка потенциала на границе Ме-р-р. Химический гальванический элемент. Вывод уравнения Нернста для цепи.
35. Вывод уравнения Нернста для электрода. Стандартные электродные потенциалы. Ряд напряжений.
36. Концентрационный гальванический элемент. Электроды сравнения. Классификация электродов.
37. Потенциометрические измерения: Определение рН с помощью каломельно-водородной цепи и хингидронно-каломельной цепи.
38. Измерение ЭДС. Элемент Вестона.
39. Электролиз. Поляризация. Перенапряжение.
40. Химические источники тока.
41. Коррозия металлов и методы защиты от неё.

Пример экзаменационного билета

ФГБОУ ВО «Смоленский государственный университет»  
 Естественно-географический факультет  
 Кафедра экологии и химии  
 Дисциплина: Физическая химия

Билет № 16

1. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Буферные растворы. Основные положения теории сильных электролитов. Активность. Коэффициент активности. Ионная сила раствора.
2. Электродный потенциал и его зависимость от концентрации (активности) ионов. Вывод уравнения Нернста для электрода. Стандартный электродный потенциал. Потенциометрия.
3. Константа скорости реакции  $2\text{NO}_2 = 2\text{NO} + \text{O}_2$  (второго порядка) при 400 К равна 0,01786 мл/(моль\*с). Вычислите период полупревращения диоксида азота. Сколько времени необходимо для превращения 80%  $\text{NO}_2$ ?  
 Исходную концентрацию диоксида азота принять равной 0,1 моль/л.
4. В сосуд объёмом 1 л поместили смесь 1 моля азота и 3 моля водорода при 600 0С. После достижения равновесия было установлено, что смесь содержит 0,371 моля аммиака. Вычислите константы равновесия  $K_c$  и  $K_p$  реакции синтеза аммиака при 600 0С.

Примеры заданий для экзаменационного билета:  
 Теоретические вопросы

Термодинамические потенциалы ( $\Delta G$ ,  $\Delta F$ ). Условия самопроизвольного протекания процессов. Максимальная работа процесса и химическое сродство. Уравнения изотермы, изобары и изохоры химической реакции.

Температуры замерзания и кипения разбавленных растворов.. Осмос и осмотическое давление. Закон Вант Гоффа.

Удельная электропроводность. Эквивалентная электропроводность. Подвижность ионов. Закон Кольрауша.

Порядок реакции, определение порядков реакции. вывод уравнения для константы скорости реакции первого порядка. Отличие кинетики от термодинамики.

Влияние температуры на скорость реакции. Теория Аррениуса. Уравнения Аррениуса и Вант-Гоффа.

Возникновение скачка потенциала на границе Ме-р-р. Химический гальванический элемент. Вывод уравнения Нернста для цепи

### Практические задания

1. Период полупревращения в реакции  $\text{COCl}_2 = \text{CO} + \text{Cl}_2$  (первого порядка) при 655 К составляет 131,1 мин, а при 745 К — 1,025 мин. Вычислите энергию активации этой реакции.

2. Вычислите ЭДС гальванического элемента:  $\text{Cd} | \text{Cd}(\text{NO}_3)_2 (a=0,2 \text{ моль/л}) || \text{Cd}(\text{NO}_3)_2 (a=0,4 \text{ моль/л}) | \text{Cd}$ .

3. В сосуде при 298 К и 101,3 кПа находится 1 моль неона. Рассчитайте работу расширения в изотермическом и адиабатическом процессах, считая, что объём газа увеличился в 2 раза. Каковы конечные температура и давление газа?

4. Рассчитайте изменение внутренней энергии и энтальпии при изобарном нагревании 56 г азота от 243 К до 303 К.

5. 5 моль воды превращены в пар при 100 оС и 101,3 кПа. Пар изобарически нагревают до температуры 150 оС . Рассчитайте, как изменится внутренняя энергия системы, если удельная теплота испарения воды при 100 оС равна 2,257 кДж/г, а удельная теплоёмкость водяного пара составляет 1,968 Дж/(г\*К).

6. Смесь, состоящую из 4,4 г диоксида углерода и 4 г водорода, нагревают при постоянном давлении от 273 К до 473 К. Рассчитайте работу, теплоту, изменение внутренней энергии системы и энтальпии в этом процессе, считая газы идеальными.

7. Рассчитайте изменение внутренней энергии при испарении 10 г тяжёлой воды при 298 К, если молярная теплота испарения её при этой температуре равна 45,41 кДж/моль.

8. Рассчитайте молярную массу уксусной кислоты в парах, если при испарении 60 г уксусной кислоты при температуре 391 К совершается работа, равная 2,052 кДж.

### Критерии оценивания уровня освоения дисциплины

- оценка (балл) 5 «отлично» выставляется, если полно раскрыто содержание материала в объеме программы, четко и правильно даны определения и раскрыто содержание понятий, верно использованы научные термины, для доказательства излагаемого использованы различные умения, выводы из наблюдений и опытов, самостоятельно и правильно проведен подбор необходимого оборудования, наглядных пособий и объектов, ответ самостоятельный, использованы ранее приобретенные знания;

- оценка 4 «хорошо» выставляется, если раскрыто основное содержание материала, в основном даны правильно определения понятий и использованы научные термины, ответ самостоятельный, определения понятии неполные, допущены незначительные нарушения последовательности изложения, небольшие неточности при использовании научных терминов или в выводах и обобщениях;

- оценка 3 «удовлетворительно» выставляется, если усвоено основное содержание учебного материала, но изложено фрагментарно, не всегда последовательно, определения понятий недостаточно четкие, не использованы в качестве доказательства выводы и обобщения из наблюдений и опытов или допущены ошибки при их изложении, допущены ошибки и неточности в использовании научной терминологии, определении понятий;

– оценка 2 «неудовлетворительно» выставляется, если основное содержание учебного материала не раскрыто, не даны ответы на вспомогательные вопросы преподавателя, допущены грубые ошибки в определении понятий, при использовании терминологии.

## 7. ПЕРЕЧЕНЬ ОСНОВНОЙ И ДОПОЛНИТЕЛЬНОЙ ЛИТЕРАТУРЫ

### 7.1. Список основной литературы

Казин, В. Н. Физическая химия: учебное пособие для вузов / В. Н. Казин, Е. М. Плисс, А. И. Русаков. — 2-е изд., испр. и доп. — Москва: Издательство Юрайт, 2020. — 182 с. — (Высшее образование). — ISBN 978-5-534-11119-4. — Текст: электронный // ЭБС Юрайт [сайт]. — URL: <https://urait.ru/bcode/457287>

Кудряшева, Н. С. Физическая и коллоидная химия: учебник и практикум для вузов / Н. С. Кудряшева, Л. Г. Бондарева. — 2-е изд., перераб. и доп. — Москва: Издательство Юрайт, 2020. — 379 с. — (Высшее образование). — ISBN 978-5-9916-7159-0. — Текст: электронный // ЭБС Юрайт [сайт]. — URL: <https://urait.ru/bcode/449887>

Физическая и коллоидная химия. В 2 ч. Часть 1. Физическая химия: учебник для вузов / В. Ю. Конюхов [и др.]; под редакцией В. Ю. Конюхова, К. И. Попова. — 2-е изд., испр. и доп. — Москва: Издательство Юрайт, 2020. — 259 с. — (Высшее образование). — ISBN 978-5-534-06719-4. — Текст: электронный // ЭБС Юрайт [сайт]. — URL: <https://urait.ru/bcode/454193>

Физическая химия: расчетные работы. В 2 ч. Часть 1: учебное пособие для вузов / Е. И. Степановских [и др.]. — 2-е изд. — Москва: Издательство Юрайт, 2020. — 133 с. — (Высшее образование). — ISBN 978-5-534-07686-8. — Текст: электронный // ЭБС Юрайт [сайт]. — URL: <https://urait.ru/bcode/454691>

Физическая химия: расчетные работы. В 2 ч. Часть 2: учебное пособие для вузов / Е. И. Степановских [и др.]. — 2-е изд. — Москва: Издательство Юрайт, 2020. — 158 с. — (Высшее образование). — ISBN 978-5-534-07689-9. — Текст: электронный // ЭБС Юрайт [сайт]. — URL: <https://urait.ru/bcode/454693>

### 7.2. Список дополнительной литературы

1. Байрамов В. М. Основы химической кинетики и катализа. М. Академия, 2003, 2 экз.
2. Балезин С.А. Основы физической и коллоидной химии. М.: Просвещение, 1975, 30 экз.
3. Васильева С. И. Лабораторные работы по физической химии. Смоленск, 2005, 30 экз
4. Васильева С.И. Физическая химия в задачах (часть 1 и 2). Смоленск, 1995, 1996, 30 экз
5. Герасимов Я.И. Курс физической химии. М.: Химия, 1970, 10 экз.
6. Добычин Д.П., Каданер Л.И., Серпинский В.В., Буркот Т.М., Ганепина Е.Ш., Лобов Б.И. Физическая и коллоидная химия. М.: Просвещение, 1986, 15 экз.
7. Ерёмин Е.Н. Основы химической термодинамики. М.: Высшая школа, 1974, 5 экз.
8. Ипполитов Е. Г. Физическая химия. М.: Академия, 2005, 2 экз.
9. Краснов К.С., Воробьёв И.Н., Годнев И.Н., Васильева В.Н., Васильев В.П., Киселёва В.Л., Белоногов К.Н., Гостикин В.П. Физическая химия. М.: высшая школа, 1995, 2 экз.
10. Кругляков П. М. Физическая и коллоидная химия. М.: Высшая школа, 2007, 2 экз.
11. Стромберг А.Г., Семченко Д.П. Физическая химия. М.: Высшая школа, 1973 - 5 экз, 2006 – 5 экз.
12. Эмануэль Н.М. и Кнорре Д.Г. Курс химической кинетики. М.: Высшая школа, 1984, 5 экз.

### 7.3. Перечень ресурсов сети «Интернет»

1. Химическая страничка  
(<http://www-windows-1251.edu.yar.ru/russian/courses/chem/>)
2. Web-квест по химии  
(<http://school-sektor.relarn.ru/web.quest/chemistry> Quest/index.html).
3. Электронная библиотека учебных материалов по химии портала “Chem-Net”(<http://www.chem.msu.ru/rus/elibrary/>).
4. Электронный справочник informika  
(<http://www.ru/text/database/chemy/START.html>)

## 8. Материально-техническое обеспечение



Учебные аудитории для проведения учебных занятий - корпус № 1, ауд. 61: ноутбук HP 530 CM-530, проектор Vivitek D557W, экран настенный ProScreen; ауд. 62.

Помещение для самостоятельной работы - уч. корпус № 1, ауд. 26: учебная мебель (30 посадочных мест), компьютерный класс с выходом в сеть Интернет (17 компьютеров), принтер HP Deskjet 1280, сканер EPSONGT1500 A3.

## 9. Программное обеспечение

Microsoft Open License (Windows XP, 7, 8, 10, Server, Office 2003-2016), лицензия 66975477 от 03.06.2016 (бессрочно).

Обучающимся обеспечен доступ к ЭБС «Юрайт», ЭБС «IPRbooks», доступ в электронную информационно-образовательную среду университета, а также доступ к современным профессиональным базам данных и информационным справочным системам.

## Приложение 1.

### ЛАБОРАТОРНЫЙ ЖУРНАЛ ПО ФИЗИЧЕСКОЙ ХИМИИ

Студент \_\_ 2 курса ЕГФ

---

#### Лабораторная работа №1 ОПРЕДЕЛЕНИЕ ТЕПЛОТЫ ГИДРАТАЦИИ СОЛИ

**Цель работы:** ознакомиться с калориметрическим методом определения тепловых эффектов. Определить теплоту гидратации сульфата меди.

#### Методика выполнения опыта

Схема калориметра:



Температура измеряется с помощью термометра Бекмана, настроенного так, чтобы мениск столбика ртути находился примерно на середине шкалы. Отсчёт показаний производят с точностью до 0,01°C. Мешалка приводится в движение механической мешалкой 3, которую приводят в движение вручную, чтобы убедиться, что она не задевает частей калориметра. Электроды 1 включают при полностью введённом реостате, который постепенно выводят, добиваясь равномерного вращения мешалки.

Теплота осуществлённого в сосуде 2 процесса (растворения соли, количеством вещества  $\nu$ ) равна теплоте, затраченной на нагревание калориметра:  $\nu \cdot \Delta H_{\text{раств.}} = K \cdot \Delta T$  (1).  $K$  – константа калориметра (теплоёмкость калориметрической системы) – теплота, необходимая для нагревания калориметра (с водой, солью, термометром, мешалкой) на 1 К.  $\Delta T$  – изменение температуры калориметра за счёт теплоты изучаемого процесса. Постоянную калориметра находят по известной теплоте растворения какой-либо соли. Из уравнения (1) находим:  $K = \Delta H_{\text{раств.}} \cdot \nu : \Delta T$  (2). Калори-

метрический опыт делят на 3 периода: предварительный период (5 мин.); главный период – время протекания изучаемого процесса (время растворения соли); заключительный период (5 минут). Рассчитать энергию гидратации соли, пользуясь законом Гесса:

$$\Delta H_{\text{гидр.}} = \Delta H_{\text{раств. безв. соли}} - \Delta H_{\text{раств. кр-та.}} \quad (3).$$

### I. Определение постоянной калориметра

1. Насыпать в чистую сухую пробирку на  $\frac{1}{2}$  тщательно измельчённый и просушенный нитрат калия или хлорид калия. Пробирку закрыть резиновой пробкой и взвесить с точностью до 0,01 г. Результаты взвешивания внести в таблицу 1.
2. В стакан 2 налить 300 мл дистиллированной воды.
3. Стакан с водой поместить в калориметр, пробирку с солью и термометр Бекмана вставить в крышку калориметра. Проверить прибор на прочность. Выждать 10 минут.
4. Подготовительный период: включить мешалку; перемешивая воду мешалкой, записывать температуру через 60 секунд в течение 5 минут, результаты калориметрических измерений внести в таблицу 2.
5. Главный период: на девятой минуте, не останавливая секундомера, быстро всыпать соль в воду через отверстие в крышке калориметра, которое затем закрыть пробкой; продолжая перемешивать раствор, записывать температуру каждые 30 секунд до полного растворения соли.
6. Заключительный период: продолжая перемешивать раствор, записывать температуру каждые 30 секунд в течение 5 минут.
7. После окончания опыта пробирку вытереть досуха и взвесить с точностью до 0,01 г для точного определения массы растворённой соли; результаты взвешивания внести в таблицу 1. Вычислить массу растворённой соли. После начала калориметрического опыта раствор непрерывно и с постоянной скоростью перемешивать мешалкой!

### II. Определение теплоты растворения безводной соли

Безводная соль хранится в эксикаторе в склянке с притёртой пробкой. Перед опытом примерно 8 г  $\text{CuSO}_4$  растереть в порошок в фарфоровой ступке. После взятия соли склянку немедленно закрыть! Прокалённую соль высыпать в пробирку (на  $\frac{1}{3}$ ), немедленно закрыть пробирку пробкой, охладить и взвесить. Результаты внести в таблицу 1.

Описанным в п.п. I.2 – I.7 способом определить изменение температуры при растворении безводной соли ( $\text{CuSO}_4$ ) в воде. Результаты внести в таблицу 2.

### III. Определение теплоты растворения кристаллогидрата

1. Рассчитать навеску кристаллогидрата и воды таким образом, чтобы концентрация раствора была той же, что и при растворении безводной соли:  $M(\text{CuSO}_4) = 160 \text{ г/моль}$ ;  $M(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 250 \text{ г/моль}$ ;  $m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = m(\text{CuSO}_4) : 160 \cdot 250 \text{ (г)}$ ;  $V(\text{H}_2\text{O}) = 300 - [m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) - m(\text{CuSO}_4)]$ .
2. Кристаллогидрат тщательно растереть в ступке в порошок.
3. Взвесить чистую сухую пробирку, внести в неё рассчитанную навеску кристаллогидрата.
4. Отмерить нужное количество воды. Для этого в цилиндр налить 300 мл воды и пипеткой отобрать количество воды, содержащееся в кристаллогидрате.
5. Собрать прибор и провести калориметрические измерения, как описано выше (п.п. I.3 – I. 7). Результаты внести в таблицы 1 и 2.

Таблица 1

#### НАВЕСКИ СОЛЕЙ, ВЗЯТЫЕ ДЛЯ РАСТВОРЕНИЯ

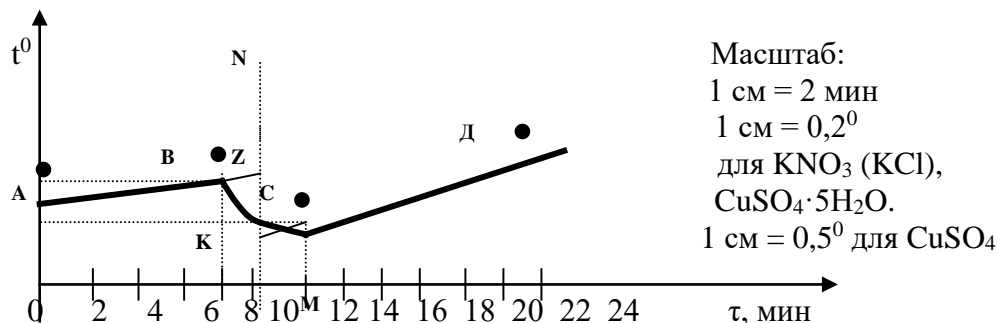
	Соли		
	$\text{KNO}_3$ (КCl)	$\text{CuSO}_4$	$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$
Масса пробирки с солью			
Масса пустой пробирки			
Масса соли			

РЕЗУЛЬТАТЫ КАЛОРИМЕТРИЧЕСКИХ ОПЫТОВ ПО ОПРЕДЕЛЕНИЮ ТЕПЛОТЫ ГИДРАТАЦИИ  $\text{CuSO}_4$ 

Периоды калориметрических опытов	Время от начала опыта	Изменение температуры при растворении соли в воде			
		$\text{KNO}_3$ (KCl)	$\text{CuSO}_4$	$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$	
Предварительный (8 мин)	1				
	2				
	3				
	4				
	5				
Главный	9				
	9,5				
	10				
	10,5				
	11				
	11,5				
	Заключительный (5 мин)	12			
		12,5			
		13			
		13,5			
14					
	14,5				
	15				
	15,5				
	16				

**Расчёты.**

На миллиметровой бумаге построить графики  $t^0 = f(\tau, \text{мин})$  для всех солей:



Рассчитать постоянную калориметра по уравнению (2).

$$\Delta H_{\text{раств.}}(\text{KCl}) = 17,23 \text{ кДж/моль. } K =$$

Вычислить теплоты растворения безводной соли и кристаллогидрата:  $\Delta H_{\text{раств.}} = K \cdot \Delta T$ : v..

$$\Delta H_{\text{раств.}}(\text{CuSO}_4) =$$

$$\Delta H_{\text{раств.}}(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) =$$

Рассчитать тепловой эффект гидратации соли по уравнению (3).

$$\Delta H_{\text{гидрат.}} =$$

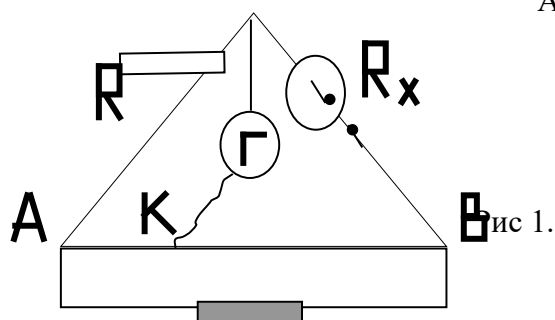
## Лабораторная работа №2 ОПРЕДЕЛЕНИЕ ЭЛЕКТРОПРОВОДНОСТИ РАСТВОРА

**Цель работы:** Ознакомиться с методом определения электропроводности раствора электролита, его степени и константы диссоциации. Определить удельную электропроводность дистиллированной воды, растворов хлорида калия и уксусной кислоты; вычислить их эквивалентную электропроводность, степень и константу диссоциации воды и уксусной кислоты в выданных растворах.

### Методика выполнения опыта

Для измерения электропроводности используют сосуд, электроды в котором изготовлены из платины, покрытой платиновой чернью во избежание поляризации их (платиновая чернь – бархатисто-чёрный слой мельчайших частиц платины, покрывающих поверхность электрода). Расстояние между электродами -  $l$ , площадь –  $S$ . Отношение  $l / S$  для данного сосуда постоянно и называется константой сосуда  $K_c$ . Чтобы её найти, необходимо измерить сопротивление раствора, удельная электропроводность которого известна. В качестве стандартного раствора используют 0,02н раствор КС1. С учётом сказанного,  $K_c = R(KC1) \cdot \sigma(KC1)$  (1).

Сопротивление измеряют с помощью реохордного моста  $R=38$ , конструкция которого основана на так называемом мостике Уитстона.

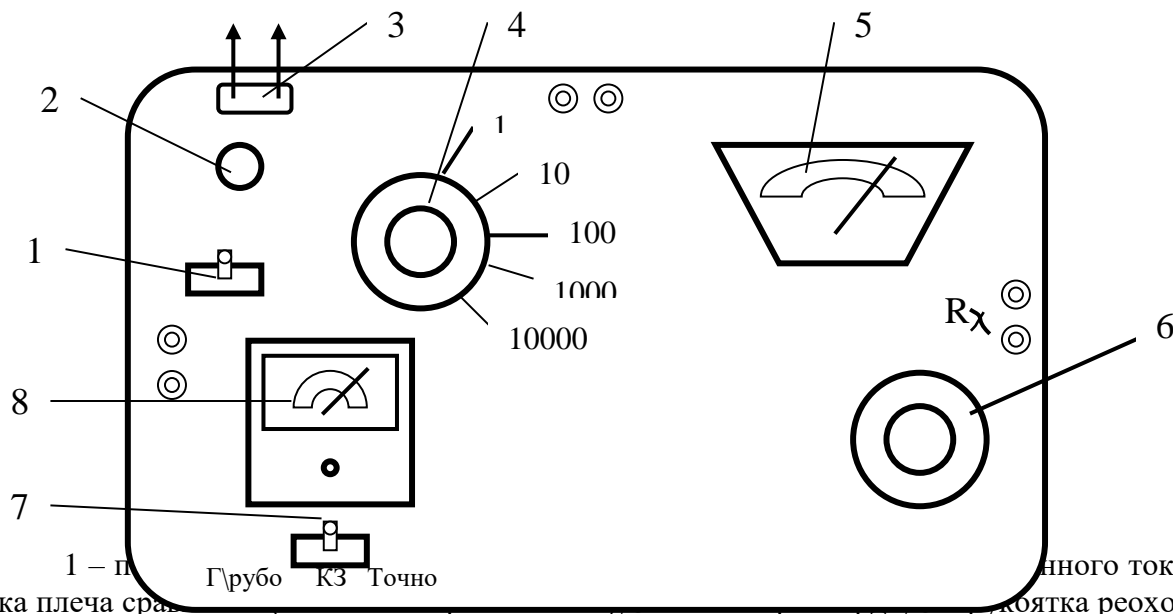


АВ - реохорд со скользящим контактом К,  
 Г – гальванометр,  
 $R_x$  – сосуд для определения электропроводности,  
 R – магазин сопротивлений.

Рис 1. Схема мостика Уитстона

Перемещая контакт К по реохорду АВ, находят такое положение, при котором в гальванометре отсутствует ток и для которого справедливо отношение  $R/R(AK) = R_x / R(KB)$ , а приняв во внимание уравнение (1), -  $R/AK = R_x / KB$ , откуда  $R_x = R \cdot KB / AK$  (4).

Рис. 2. Схема лицевой панели реохордного моста Р-38:



1 – плечо реохорда, 2 – переключатель реохорда, 3 – переключатель гальванометра, 4 – рукоятка плеча справа, 5 – шкала реохорда, 6 – клеммы для подключения сосуда, 7 – переключатель гальванометра, 8 – гальванометр,  $R_x$  - клеммы для подключения сосуда.

Измерив сопротивление стандартного раствора КС1, по уравнению (1) вычисляют константу сосуда, затем измеряют сопротивление исследуемого раствора ( $R_x$ ) и рассчитывают его удельную электропроводность  $\sigma_x = K_c / R_x$  (2). Зная удельную электропроводность, можно найти эквивалентную электропроводность ( $\lambda_v$ ):  $\lambda_v = \sigma \cdot 1000 / c_{эkv}$ . (3) ( $c_{эkv}$  – молярная концентрация эквивалента электролита), степень диссоциации ( $\alpha$ ):  $\alpha = \lambda_v / \lambda_\infty$  (4) ( $\lambda_\infty$  - эквивалентная электропроводность при бесконечном разбавлении, равна сумме подвижностей ионов) и константу диссоциации ( $K_d$ ):  $K_d = \alpha^2 C / (1 - \alpha)$  (5).

#### 1. Определить постоянную сосуда:

а) ополоснуть сосуд для определения электропроводности дистиллированной водой, затем раствором хлорида калия (0,02н) и налить этот раствор в сосуд в таком количестве, чтобы он заполнил шарообразную часть. Закрывать сосуд пробкой и опустить его в термостат на 5 мин;

б) присоединить сосуд проводником к клеммам "R<sub>x</sub>" (обратить внимание на качество контактов и целостность проводов);

в) переключатель "питание" установить в положение "~" и включить прибор в сеть, загорается лампочка 2;

г) рукоятку плеча сравнения (7) установить в положение "установка нуля", переключатель "гальв" (5) в положение "точно" и вращением корректора на гальванометре (4) установить стрелку в нулевое положение. Вернуть переключатель 5 в нейтральное положение (кз) д) поворотом рукоятки реохорда (6) установить стрелку примерно на середине шкалы (~1,5), переключатель "гальв" установить в положение "грубо" и поворотом рукоятки плеча сравнения (7) подобрать такое сопротивление ( $R_m$ ), чтобы стрелка гальванометра не зашкаливала. Затем уравновесить мост вращением рукоятки реохорда 6. Перевести переключатель "гальв" в положение "точно" и доуравновесить мост вращением рукоятки реохорда;

е) снять показания на шкале реохорда (КД/АК), измерение повторить 3 раза, для расчётов взять среднее значение (КД/АК)ср.;

ж) вернуть переключатель "гальв" в положение "кз", переключатель "питание" в нейтральное положение;

з) найти сопротивление раствора:  $R = R_m (КД/АК)ср.$  и внести полученную величину в соответствующую графу таблицы 2.

2. Аналогично (п.п. а-в, д-з) определить сопротивление дистиллированной воды и выданных растворов.

### Расчёты.

В таблице 1 найти удельную электропроводность 0,02н раствора хлорида калия для данной температуры (измерить температуру воды в термостате). Найти константу сосуда по уравнению (3).

Таблица 1

$t^0, C$	15	16	17	18	19	20
$\sigma (KCl, c=0,02 \text{ моль/л})$	0,002243	0,002294	0,002345	0,002397	0,002449	0,002501

$t^0, C$	21	22	23	24	25
$\sigma (KCl, c=0,02 \text{ моль/л})$	0,002553	0,002606	0,002659	0,001712	0,002765

Вычислить удельную и эквивалентную электропроводность исследуемых растворов по уравнениям (5) и (6), степень и константу диссоциации по уравнениям (7) и (8). Подвижности ионов приведены в таблице 3. Результаты расчётов поместить в таблицу 2. Построить график зависимости эквивалентной электропроводности уксусной кислоты от разбавления.

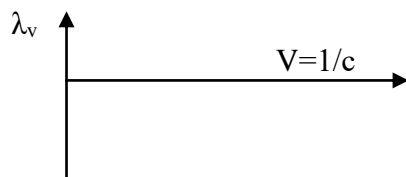


Таблица 2

№ п/п	Раствор	R	$K_c$	$\sigma$	$\lambda_v$	$\lambda_\infty$	$\alpha / f_\lambda$	$K_d$
1	KCl, 0,02 н							
2	KCl, 0,5 н							
3	CH <sub>3</sub> COOH 0,02 н							
4	CH <sub>3</sub> COOH 0,01 н							
5	CH <sub>3</sub> COOH 0,005 н							
6	H <sub>2</sub> O							

Ионы	Подвижности ионов при 25°C ( $\ell$ )	$\gamma$	Подвижности ионов при данной температуре (рассчитываются по формуле $\ell_t = \ell_{25} [1 + \gamma (t-25)]$ )
K <sup>+</sup>	73,5	0,0173	
H <sup>+</sup>	349,8	0,0142	
Cl <sup>-</sup>	76,35	0,0202	
CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>	40,9	0,0206	
OH <sup>-</sup>	198,3	0,0196	

### Лабораторная работа №3

### КОНДУКТOMETРИЧЕСКОЕ ТИТРОВАНИЕ

**Цель работы:** ознакомиться с методом кондуктометрии. Определить концентрации соляной и уксусной кислот кондуктометрическим титрованием.

#### Методика выполнения опыта

1. В сосуд для определения электропроводности налить из бюретки 10 мл раствора соляной кислоты, затем 5 мл 0,1н раствора гидроксида натрия и добавить дистиллированной воды столько, чтобы раствор накрывал электроды.
2. Электроды присоединить к реохордному мосту R-38 и определить сопротивление раствора.
3. Добавить к раствору 1 мл 0,1н раствора гидроксида натрия, тщательно перемешать и снова определить сопротивление раствора. Эту операцию повторить 15 раз.
4. Вычислить для всех случаев значения электропроводности L по формуле  $L=1/R$ . Полученные данные внести в таблицу 1.

Таблица 1

V <sub>щ</sub> , мл																	1	
R (HCl)																		
L (HCl)																		
R(CH <sub>3</sub> COOH)																		
L(CH <sub>3</sub> COOH)																		

#### Расчёты.

Построить графики, откладывая на оси ординат электропроводность растворов (L), а на оси абсцисс – объёмы (мл) раствора щёлочи, добавляемые к растворам кислот. Через полученные точки провести прямые до их пересечения.

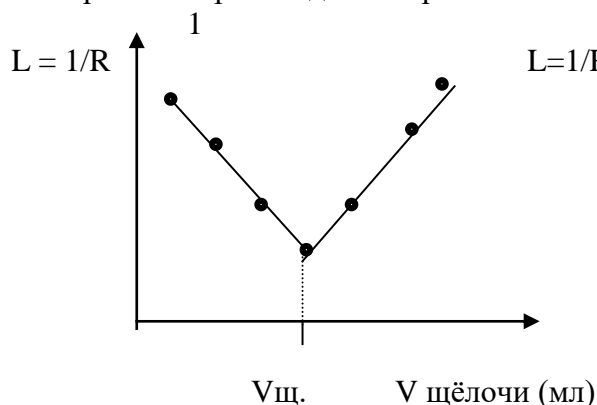
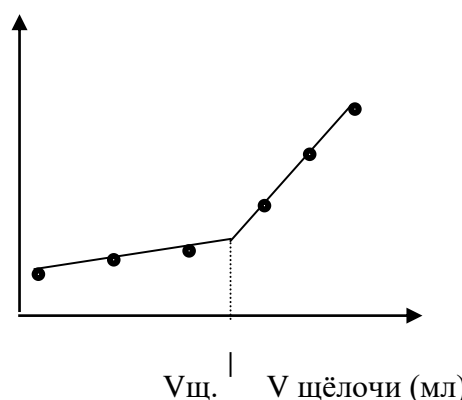


Рис.1. График титрования HCl.

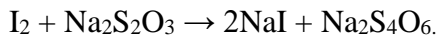
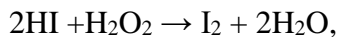
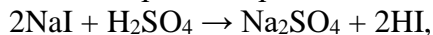
Рис. 2. График титрования CH<sub>3</sub>COOH.



5								

Реакция окисления йодоводорода перекисью водорода является тримолекулярной  $2\text{HI} + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{I}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ .

В данном опыте процесс протекает следующим образом:



Следовательно, в опыте иодид натрия регенерируется, поэтому его концентрацию и концентрацию йодоводорода можно считать величиной постоянной. Тогда скорость реакции будет зависеть лишь от концентрации пероксида водорода, и её следует отнести к реакциям первого порядка.

**Вывод:**

---



---



---

## Лабораторная работа №5 ИЗМЕРЕНИЕ ЭЛЕКТРОДНЫХ ПОТЕНЦИАЛОВ И ЭЛЕКТРОДВИЖУЩИХ СИЛ

**Цель работы:** ознакомиться с методами измерения электродных потенциалов и электродвижущих сил (ЭДС); измерить ЭДС химического и концентрационного элементов; вычислить энергию Гиббса и константу равновесия окислительно-восстановительной реакции.

**Оборудование и реактивы:** рН-метр с приставкой (рН-340), цинковые и медные электроды, стаканы на 50 мл; фильтровальная бумага; растворы сульфата меди (0,1 М; 0,01 М), сульфата цинка (0,1 М; 0,01 М).

**Требования к отчёту:** заполнить таблицу 1; вычислить относительную ошибку опыта, энергию Гиббса и константу равновесия для каждого окислительно-восстановительного процесса, протекающего в растворе; объяснить полученные результаты.

**Техника безопасности:** соблюдать правила работы с электрическим током: отключать прибор от сети во время монтажа, избегать попадания жидкости на соединительные провода и детали, находящиеся под током, не касаться мокрыми руками электрической вилки и розетки.

### Методика выполнения опыта

Определение ЭДС медно-цинкового гальванического элемента.

Собрать медно-цинковый элемент:

Налить в стаканы растворы сульфатов меди и цинка ( $c=0,1$  моль/л), погрузить в них медный и цинковый электроды соответственно, закрепить электроды в держателях; соединить растворы электролитическим ключом, для чего полоску фильтровальной бумаги смочить раствором КС1 ( $c=0,1$  моль/л) и опустить один её конец в раствор сульфата меди, другой – в раствор сульфата цинка. Подключить электроды к приставке рН-метра рН-340: цинковый электрод – к клемме “ВСП”, медный – к клемме “ПЛ”. Поставить переключатель “РОД РАБОТ” в положение “+mV”, а переключатель “РАЗМАХ” в положение “1500 mV”. Включить прибор в сеть и повернуть рукоятку “СЕТЬ” по часовой стрелке до щелчка. Определить приблизительное значение ЭДС (мВ) по нижней шкале (показания прибора умножить на 100). Установить рукоятку “ПРЕДЕЛЫ ИЗМЕНЕНИЙ” в соответствующее положение, переключатель “РАЗМАХ” – в положение “300 mV”.



Снять показания по верхней шкале с учётом установленного предела измерения (*измеряемая величина = нижний предел измерения + показания прибора по верхней шкале*). Умножить полученное значение на 100. Результат (ЭДС цепи) занести в таблицу 1.

Аналогично собрать цепь и измерить ЭДС элемента с 0,1 М раствором сульфата цинка и 0,01 М раствором сульфата меди, а затем элемента с 0,01 М раствором сульфата цинка и 0,1 М раствором сульфата меди. Полученные результаты внести в таблицу 1. От чего, главным образом, зависит ЭДС ГЭ?

1. Определение ЭДС концентрационного гальванического элемента.

Собрать гальваническую цепь из двух медных электродов и растворов сульфата меди ( $c=0,1$  моль/л и  $c=0,01$  моль/л), как описано в п. 1.

Подключить электрод, находящийся в более разбавленном растворе к клемме “ВСП”, в более концентрированном – к клемме “ПЛ”. Измерить ЭДС, как описано выше. Занести результаты в таблицу 1.

Таблица 1.

№ п/п	Конц. ZnSO <sub>4</sub> , моль/л	Конц. CuSO <sub>4</sub> , моль/л	Активность Zn <sup>2+</sup>	Активность Cu <sup>2+</sup>	E <sub>опыт.</sub> , В	E <sub>теор.</sub> , В	Δ <sub>г</sub> , %	ΔG <sup>0</sup> , кДж/моль	K <sub>с</sub>
1	0,1	0,1							
2	0,1	0,01							
3	0,01	0,1							
4	-	$\frac{0,10}{0,01}$							

### Расчёты.

Вычислить теоретическое значение ЭДС для каждого опыта, используя уравнения (1), (2), (3), (4) и определить относительную ошибку:

$\Delta_{г} = |E_{ист.} - E_{оп.}| \cdot 100\% / E_{ист.}$  Коэффициенты активности для расчётов найти в таблице 2. Рассчитать энергию Гиббса и константу равновесия окислительно-восстановительной реакции, протекающей в химическом ГЭ по уравнениям (5) и (6). Полученные результаты внести в таблицу 1.

Таблица 2.

Ионы	Концентрация, моль/л	Коэффициент активности
Zn <sup>2+</sup>	0,1	0,15
Zn <sup>2+</sup>	0,01	0,387
Cu <sup>2+</sup>	0,1	0,154
Cu <sup>2+</sup>	0,01	0,438

## Лабораторная работа №6 ЭЛЕКТРОМЕТРИЧЕСКИЙ МЕТОД ОПРЕДЕЛЕНИЯ pH

**Цель работы:** ознакомиться с электрометрическим (потенциометрическим) методом определения pH. Определить pH растворов уксусной кислоты и ацетата натрия. Вычислить степень диссоциации и константу диссоциации уксусной кислоты, константу гидролиза ацетата натрия.

**Оборудование и реактивы:** pH-метр pH-150 или универсальный иономер ЭВ-74, 4 стакана на 50 мл, фильтровальная бумага; растворы соляной кислоты ( $c=0,1$  моль/л), уксусной кислоты ( $c=0,005$  моль/л), ацетата натрия (0,05 моль/л), дистиллированная вода.

**Требования к отчёту:** вычислить концентрации ионов водорода и гидроксид-ионов в выданных растворах, степень и константу диссоциации уксусной кислоты, константу гидролиза ацетата натрия. Вычислить активность и коэффициент активности ионов водорода в растворах соляной и уксусной кислот различной концентрации. Сопоставить значения молярной концентрации и активности ионов водорода в растворах сильной и слабой кислоты. Сформулировать вывод об изменении коэффициента активности ионов водорода при разбавлении раствора. Построить графики

зависимости активности ионов водорода при разбавлении растворов сильной и слабой кислоты. Заполнить таблицы 1 и 2.

**Техника безопасности:** соблюдать правила эксплуатации электроустановок и правила работы с химическими веществами. Оберегать стеклянный электрод от механических воздействий.

#### Методика выполнения опыта

Определение степени и константы диссоциации уксусной кислоты  
и константы гидролиза ацетата натрия.

*Порядок работы на иономере ЭВ-74:*

- поместить электроды в 0,005 н раствор уксусной кислоты. Включить прибор в сеть;
- нажать клавишу «-1 – 19» и снять показания по соответствующей шкале;
- нажать клавишу, соответствующую диапазону измерения, и снять показания по верхней шкале, учитывая, что крайняя левая отметка шкалы соответствует наименьшему значению рН данного диапазона, а крайняя правая отметка – наибольшему значению данного диапазона; подобным же образом измерить рН других растворов уксусной кислоты, выданных преподавателем;
- аналогичным образом измерить рН 0,05 н раствора ацетата натрия и других растворов соли, выданных преподавателем.

Перед каждым измерением электроды промываются дистиллированной водой и осушаются фильтровальной бумагой.

Данные измерений занести в таблицу 1.

*Порядок работы на рН-метре рН-150:*

- поместить электроды в исследуемый раствор ( $\text{CH}_3\text{COOH}$  или  $\text{HCl}$ );
- включить прибор, нажав кнопку «ВКЛ»;
- нажать кнопку рода работ «рН»;
- снять показания.

Обычно время установления показаний не превышает 3 минут, но в некоторых растворах низких концентраций, а также сильноокислых и сильнощелочных растворах при низких температурах время установления показаний может достигать 10 минут.

#### Расчёты.

Вычислить рОН растворов по уравнению (5); учитывая, что в разбавленных растворах слабой кислоты активность иона равна её концентрации, по уравнениям (1) и (6) найти концентрации гидроксид-ионов и ионов водорода, по уравнению (2) – степень диссоциации. Константы диссоциации и гидролиза по указанию преподавателя найти либо приближённым методом с помощью уравнений (3) и (7), либо графическим способом, как описано выше. Вычислить относительную ошибку опыта ( $\Delta_r$ ). Полученные результаты занести в таблицу 1.

Таблица 1.

Электролит	с, моль/л	рН	рОН	с( $\text{H}^+$ ), моль/л	с( $\text{OH}^-$ ) моль/л	$\alpha$	$K_d$	$K_r$	$\Delta_r$
$\text{CH}_3\text{COOH}$	0,01								
$\text{CH}_3\text{COONa}$	0,05								

### Лабораторная работа №7

#### ПОТЕНЦИОМЕТРИЧЕСКОЕ ТИТРОВАНИЕ

**Цель работы:** Освоить метод потенциометрического титрования. Определить молярные концентрации сильной и слабой кислот.

**Требования к отчёту:** заполнить таблицу 1. На миллиметровой бумаге построить графики изменения ЭДС сильных и слабых кислот в зависимости от объёма щёлочи и дифференциальные кривые потенциометрического титрования. Определить точки эквивалентности. Вычислить молярные концентрации растворов кислот. Объяснить полученные результаты.

#### Методика выполнения опыта

В стакан из бюретки отмерить 10 мл исследуемого раствора HCl, прилить к нему 6 мл 0,1 н раствора NaOH (из бюретки) и погрузить в полученный раствор электроды. Долить в стакан столько дистиллированной воды, чтобы нижняя часть электродов находилась в растворе. Перемешать содержимое стакана магнитной мешалкой и измерить ЭДС. Для этого нажать кнопку “ВКЛ” и затем кнопку “mV”. Снять показания. Прилить к раствору в стакане ещё 1 мл раствора щёлочи, перемешать и снова измерить ЭДС. Продолжать добавлять по 1 мл щёлочи и измерять ЭДС. После того как разность между соседними показаниями превысит 40 мВ, производить добавление щёлочи меньшими порциями – по 0,5 мл. Закончить процесс титрования после того, как произойдёт “скачок титрования” и дальнейшее прибавление щёлочи будет незначительно изменять ЭДС цепи (пока разность между соседними показаниями достигнет 2 – 4 мВ). *В процессе титрования возможно изменение знака потенциала стеклянного электрода, поэтому изменяется направление тока в цепи и знак ЭДС!*

Проделать аналогичную работу, взяв раствор уксусной кислоты. Полученные результаты занести в таблицу 1.

Таблица 1

V(NaOH), мл													
E, мВ (опыт 1)													
$\Delta E/\Delta V$ (опыт 1)													
E, мВ (опыт 2)													
$\Delta E/\Delta V$ (опыт 2)													

#### Расчёты.

На миллиметровой бумаге построить графики потенциометрического титрования и дифференциальные кривые соляной и уксусной кислот, как показано на рисунках 1, 2 и сравнить их. Определить по этим кривым точку эквивалентности и объём щёлочи, ей соответствующий. Вычислить концентрации кислот в исследуемых растворах по уравнению (2).

### Лабораторная работа № 8 ЭЛЕКТРОЛИЗ

**Цель работы:** Наблюдать процесс электролиза воды. Определить силу тока в цепи и ошибку прибора.

**Оборудование и реактивы:** прибор для проведения электролиза, селеновый выпрямитель, амперметр, 2 мерные пробирки, секундомер; раствор карбоната натрия (10%) или серной кислоты (5%).

**Требования к отчёту:** заполнить таблицу 1. Вычислить силу тока, сравнить с показаниями прибора. Оценить полученные результаты.

**Техника безопасности:** соблюдать правила эксплуатации электроустановок. Не касаться мокрыми руками вилки и розетки. Избегать попадания воды на провода. Отключать прибор от сети во время монтажа.

#### Методика выполнения опыта

Собрать прибор для электролиза. Электролитическую ячейку заполнить раствором соды или серной кислоты на 2/3. Тем же раствором наполнить мерные пробирки, закрыть отверстия, перевернуть их и поместить отверстиями вниз в электролитическую ячейку. Осторожно ввести электроды в отверстия пробирок. Присоединить электроды к выпрямителю тока, включив последовательно в цепь амперметр, и проводить электролиз при напряжении 20 В и силе тока 0,1 А. Включить секундомер в момент начала электролиза и выключить, когда на катоде выделится 10 мл водорода. Отметить время. Измерить температуру и атмосферное давление. Повторить опыт ещё два раза. Данные внести в таблицу 1.

Таблица 1.

№ п/п	Время, с	P, кПа	T, К	I, А	m(H <sub>2</sub> ) <sub>выч.</sub> , кг	m(H <sub>2</sub> ) <sub>эксп</sub> , кг	Δ <sub>г</sub> , %
1							
2							
3							

### Расчёты.

Рассчитать массу выделившегося водорода по уравнению Менделеева-Клапейрона ( $m(\text{H}_2)_{\text{эксп}}$ , кг) и вычислить её теоретическое значение по уравнению (2). Для расчётов использовать среднее значение времени. Рассчитать ошибку опыта:  $\Delta_{\text{г}} = |m_{\text{выч.}} - m_{\text{эксп.}}| : m_{\text{выч.}}$ .

- «Отлично» - выставляется студентам, которые показали полные системные знания теоретического материала разделов курса и умение применять эти знания на практике для расчёта заданных термодинамических и кинетических характеристик и определения параметров химических реакций, не допуская ошибок. Правильно решены все задачи.
- «Хорошо» - выставляется студентам, имеющим полные системные теоретические знания по всем разделам курса, не допускающим принципиальных ошибок при формулировке основных теоретических положений и законов физической химии, при выводе физико-химических закономерностей, а также в процессе применения теоретических знаний на практике, не допускающих грубых математических ошибок.
- «Удовлетворительно» - выставляется студентам, которые усвоили основные теории и законы, относящиеся к разделам курса, однако допустившим существенные ошибки при изложении теоретического материала и испытывающим затруднения в процессе применения его на практике для определения термодинамических характеристик и параметров реакций, допускающих математические ошибки в вычислениях,
- «Неудовлетворительно» - выставляется студентам, у которых имеются значительные пробелы в знании теоретического материала и которые не умеют применять знание теории на практике; не даны ответы на вспомогательные вопросы преподавателя, допущены грубые ошибки в определении понятий, при использовании терминологии.

ДОКУМЕНТ ПОДПИСАН  
ЭЛЕКТРОННОЙ ПОДПИСЬЮ

Сертификат: 03B6A3C600B7ADA9B742A1E041DE7D81B0  
Владелец: Артеменков Михаил Николаевич  
Действителен: с 04.10.2021 до 07.10.2022