

Министерство сельского хозяйства Российской Федерации
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
«Горский государственный аграрный университет»
(ФГБОУ ВО Горский ГАУ)

Факультет биотехнологии

Кафедра биотехнологии и стандартизации

Учебный год 2023-2024

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ

ФИЗИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

ОБРАЗОВАТЕЛЬНАЯ ПРОГРАММА ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ -

ПРОГРАММА БАКАЛАВРИАТА

Наименование направления подготовки/специальности	19.03.01 Биотехнология
Направленность (профиль) (при наличии)	Промышленная биотехнология и биоинженерия
Реквизиты федерального государственного образовательного стандарта высшего образования	Приказ Минобрнауки России от 10 августа 2021 г. № 736
Год начала подготовки	2022
Очная форма обучения - учебные планы по годам приема	2023
Заочная форма обучения - учебные планы по годам приема	2023
Номер по реестру ОП ВО ФГБОУ ВО Горский ГАУ	Б-190301-2022
Реквизиты решения ученого совета ФГБОУ ВО Горский ГАУ об утверждении ОП ВО	Протокол от 11 апреля 2023 г. №6
Реквизиты приказа ректора или уполномоченного лица об утверждении ОП ВО	Приказ врио ректора от 11 апреля 2023 г. № 85/06
Место дисциплины в структуре учебного плана	Обязательная часть
Количество зачетных единиц	5/4

ВЛАДИКАВКАЗ 2023

1. ПЛАНИРУЕМЫЕ РЕЗУЛЬТАТЫ ОБУЧЕНИЯ ПО ДИСЦИПЛИНЕ

№ №	Планируемые результаты освоения образовательной программы		Код и наименование индикатора достижения компетенции	Планируемые результаты обучения по дисциплине	Направление воспитательной работы (для дисциплин, формирующих универсальные компетенции в соответствии с Концепцией воспитательной работы)
	Наименование категории (группы) компетенций	Код и наименование компетенции			
	Естественнонаучная подготовка	ОПК-1. Способен изучать, анализировать, использовать биологические объекты и процессы, основываясь на законах и закономерностях математических, физических, химических и биологических наук и их взаимосвязях.	ОПК-1.5. Знает основные законы и соотношения физической и коллоидной химии (химической термодинамики, электрохимии, химической кинетики, основы фазовых равновесий и переходов, свойства поверхностных явлений и дисперсных систем), способы их применения для решения теоретических и прикладных задач;	<p>Знать: - основные законы физической химии, взаимосвязь физических и химических характеристик процесса;</p> <p>- основы химической термодинамики, теорию растворов и фазовых равновесий, элементы статистической термодинамики;</p> <p>- основы химической кинетики и катализа, механизма химических реакций, электрохимии</p>	
				<p>Уметь: - применять теоретические знания и экспериментальные методы исследования физической химии при решении профессиональных задач;</p> <p>- проводить расчеты, осуществлять анализ и на основе этого делать обоснованные выводы;</p> <p>- предсказывать и находить оптимальные условия проведения химического процесса с целью получения максимально возможного выхода интересующего продукта.</p> <p>Владеть: - комплексом</p>	

				<p>современных теоретических методов физической химии для решения конкретных исследовательских задач; -знаниями основных понятий и определений физической химии; -основными законами всех рассматриваемых разделов физической химии.</p>	
--	--	--	--	--	--

2. ОБЪЕМ ДИСЦИПЛИНЫ И ВИДЫ УЧЕБНОЙ ДЕЯТЕЛЬНОСТИ

2.1. Трудоемкость дисциплины по видам учебной деятельности и формам обучения:

Виды учебной деятельности	Всего часов 324, в том числе часов:	
	Очная форма обучения	Заочная форма обучения
Лекционные занятия	36/36	4/2
Практические (лабораторные, др.) занятия	36/36 36/54	4/2 8/4
Самостоятельная работа	36 / 18	161/130
Форма промежуточной аттестации	Экзамен	

2.2. Трудоемкость дисциплины по (разделам) темам:

№№ п/п	Наименование разделов, тем	Всего часов							
		Очная форма Обучения				Заочная форма обучения			
		Лекции	Практические занятия	Лабораторные занятия	СРС	Лекции	Практические занятия	Лабораторные занятия	СРС
	Раздел 1. Основы химической термодинамики. Первый закон термодинамики					2	2		
1.	Тема 1. Введение. Предмет и задачи физической химии	2	2	4	4				10
2.	Тема 2. Теплота и работа. Первый закон термодинамики.	2	2	6	4				8
3.	Тема 3. Термохимия.	2	2	2	6				10
	Раздел 2. Второе начало термодинамики.	2	2			2			
4.	Тема 4. Равновесные и неравновесные, обратимые и необратимые, самопроизвольные и несамопроизвольные процессы.				4				10
5.	Тема 5. Работа равновесного и неравновесного процессов.	2	2	4	4				10
6.	Тема 6. Объединенное уравнение I и II законов термодинамики	2	2		4				10

7.	Тема 7. Системы переменного состава. Химический потенциал компонента системы.	2	2		4				8
	Раздел 3. Химическое равновесие. Термодинамическая теория химического сродства	2	2					2	
8.	Тема 8. Фундаментальные уравнения. Химический потенциал. Фазовые переходы.				6				12
9.	Тема 9. Фазовые равновесия в однокомпонентных системах.	2	4	2	4				5
10.	Тема 10. Фазовые равновесия в двухкомпонентных системах	2	2	4		4			12
11.	Тема 11. Фазовое равновесие.	2	2	2	8				10
	Раздел 3. Растворы						2		
12.	Тема 12. Растворы нелетучих веществ. Коллигативные свойства растворов	4	2	2	4				12
13.	Тема 13. Несмешивающиеся жидкости.	2	2	2	4				10
14.	Тема 14. Фазовые равновесия в трёхкомпонентных системах. Экстракция.	2	2	2	4				12
15.	Тема 15. Буферные растворы.	2	2	2	4				12
	Раздел 4. Электрохимия. Растворы электролитов								

16.	Тема 16. Электрохимия.	2	2	2	4				10
17.	Тема 18. Электропроводность.	2	2	2	4				10
	ИТОГО	36	36	36	72				161
	Раздел 1. Химическая кинетика				1	1	2		
18.	Тема 1. Скорость химической реакции. Формальная кинетика.	2	2	6	2				10
19.	Тема 2. Сложные реакции. Скорость и сродство химической реакции.	4	2	6	2				8
20.	Тема 3. Цепные реакции.	4	2	2	1				10
21.	Тема 4. Зависимость константы скорости от температуры. Уравнение Аррениуса. Теория активных столкновений: основное уравнение	2	2	8	2				
22.	Тема 5. Сравнение результатов ТАС и ТАК.	2	2	2	1				4
23.	Тема 6. Термодинамический и вариационный варианты ТАК.	2	2	4	1				4
24.	Тема 7. Поправка Хиншельвуда.	2	2		1				4
25.	Тема 8. ТАК в растворах. Уравнение Брэнстеда-Бьеррума.	2	4		1				4
26.	Тема 9. Реакция $\text{ClO}_2 + \text{NO}$. ТАС и ТАК. Фотохимические реакции..	2	2	4	1			2	
27.	Тема 10. Фотохимия.	4	2	4	1				4

28.	Раздел 2. Катализ				1	1			5
29.	Тема 11. Гомогенный катализ.	4	2	4	1				4
30.	Тема 12. Гетерогенный катализа	2	4	4	1				4
31.	Тема 13. Теории катализа	2	4	4	1		2		
32.	Тема 14. Ферментативный катализ	2	4	6	1				4
	ИТОГО	36	36	54	18	2	8	4	130

3. СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ, СТРУКТУРИРОВАННОЕ ПО РАЗДЕЛАМ (ТЕМАМ)

Раздел 1. Основы химической термодинамики. Первый закон термодинамики

Тема 1. Введение. Предмет и задачи физической химии

Лекционный материал. Предмет, цель, задачи содержание курса физической химии.

Основные понятия и определения. Идеальные газы. Уравнения состояния газов. Неидеальные газы. Уравнения состояния Клапейрона - Менделеева, Ван-дер-Ваальса

Практическое занятие. Решение задач.

Лабораторное занятие

1. Определение молярной массы углекислого газа.

2. Изучение некоторых термодинамических состояний газа

Задания для самостоятельной работы

1. Методы физической химии

2. Основные методы физической химии.

3. Основные агрегатные состояния веществ.

4. Плазменное состояние. Получение плазмы. Свойства плазмы. Квазинейтральность.

Ломоносов - первооткрыватель физической химии. Программа курса и связь с другими дисциплинами. Отсутствие атомно-молекулярных представлений (из-за позитивистских влияний).

Основные понятия: система, граница и окружающая среда. Свойства границы: изолированная, закрытая, открытая. Свойства системы: гомогенная, гетерогенная, понятие фазы (с примерами).

Свойства системы: компонент как независимая переменная, примеры. Свойства системы: термодинамические параметры p , V , T , n_1 , ..., n_j . Нулевой закон термодинамики (понятие температуры). Абсолютная температура. Свойства термодинамических параметров: экстенсивные и интенсивные. Равновесные (и неравновесные) состояния термодинамической системы.

Уравнение состояния, пример для идеального газа. Уравнение состояния Ван-дер-Ваальса. Применение закритических флюидов. Приведенное уравнение Ван-дер-Ваальса, закон соответственных состояний

Применение закритических флюидов. Приведенное уравнение Ван-дер-Ваальса, закон соответственных состояний

Тема 2. Теплота и работа. Первый закон термодинамики.

Лекционный материал. Термодинамические системы и термодинамические параметры. Экстенсивные и интенсивные свойства системы. Термодинамический процесс. Функции состояния и функции процесса. Внутренняя энергия и энтальпия системы. Теплота и работа как формы передачи энергии. Формулировки первого начала термодинамики. Механическая работа (работа расширения) и полезная работа. Применение I-го начала термодинамики к равновесным процессам изменения состояния системы. Взаимосвязь теплоты, работы и изменения внутренней энергии в изохорном, изобарном и изотермическом процессах.

Теплоемкость веществ, молярная теплоемкость. Теплоемкость твердых веществ и жидкостей, теплоемкость идеальных газов. Взаимосвязь c_p и c_v . Зависимость теплоемкости от температуры, степенные ряды. Зависимость энтальпии и внутренней энергии от температуры.

Практическое занятие. Решение задач.

Лабораторное занятие.

1. Определение содержания кристаллизационной воды в кристаллогидратах $\text{CuSO}_4 \cdot x \text{H}_2\text{O}$

2. Определение энтальпии диссоциации слабого электролита Электропроводность растворов электролитов.

3. Определение степени диссоциации слабого электролита кондуктометрическим способом

Задания для самостоятельной работы.

1. Функция состояния для жидкости и твердых тел (дифференциальная). Термические коэффициенты с примером расчета. Требования к уравнения состояния и формулировка теоремы соответственных состояний. Вириальное уравнение, его связь с другими уравнениями состояния. Понятие работы в термодинамике. Понятие теплоты и внутренней энергии. Понятие функции состояния.

2. Примеры (разбор пары абстрактных моделей).

3. Теплоемкость при постоянном давлении/объеме.

4. Примеры расчета теплоты и работы для изотермических, изохорных и изобарных процессов над идеальным газом.

Тема 3. Термохимия.

Лекционный материал. Тепловой эффект химического процесса. Стандартные состояния для индивидуальных веществ. Стандартные энтальпии образования и сгорания соединений. Закон

Гесса. Следствия из закона Гесса. Связь тепловых эффектов при постоянном объеме и при постоянном давлении. Изменение энтальпии при фазовых переходах.

Зависимость теплового эффекта реакции от температуры. Вывод и анализ уравнения

Кирхгофа. Графический анализ зависимостей $\sum (v_i C_{P,i})_{\text{прод}}, \sum (v_i C_{P,i})_{\text{исх}} = f(T)$ и $\Delta H = f(T)$.
Интегральные формы уравнения Кирхгофа. Уравнения для расчета тепловых эффектов реакций и теплоты образования вещества при температуре $T \neq 298 \text{ K}$.

Практическое занятие. Решение задач.

Лабораторное занятие

Определение теплоты диссоциации слабых кислот и щелочей

Задания для самостоятельной работы

1. Первый закон термодинамики и следствия, из него вытекающие. Энтальпия
2. Закон Гесса. Следствия из закона Гесса. Стандартные тепловые эффекты
3. Уравнение Кирхгофа. Зависимость теплового эффекта реакции от температуры

Раздел 2. Второе начало термодинамики.

Тема 4. Равновесные и неравновесные, обратимые и необратимые, самопроизвольные и несамопроизвольные процессы.

Лекционный материал. Второе начало термодинамики, формулировки второго начала. Введение понятия энтропии. Энтропия и ее свойства. Энтропия как критерий равновесия и направления самопроизвольного процесса в изолированных системах. Зависимость энтропии от температуры, давления и объема. Расчет изменения энтропии в различных процессах, связанных с изменением состояния идеального газа. Изменение энтропии в процессе смешения идеальных газов. Изменение энтропии при фазовых переходах.

Практическое занятие. Решение задач.

Задания для самостоятельной работы.

1. Основные понятия химической термодинамики: термодинамическая система (изолированная, замкнутая, открытая); состояние системы;
2. Процесс (обратимый, необратимый, циклический); свойства системы (экстенсивные, интенсивные); внутренняя энергия, теплота, работа; свойства (функции) состояния и математическое описание изменения этих свойств; первый закон термодинамики и его различные формулировки; аналитическое выражение первого закона термодинамики для различных систем; роль трудов Ю. Майера и Д. Джоуля в формулировании этого закона.
3. Применение первого закона термодинамики для анализа различных обратимых процессов (изотермический, изохорический, изобарический и адиабатический) с участием идеального газа. Аналитическое и графическое представление циклических процессов.

Тема 5. Работа равновесного и неравновесного процессов.

Лекционный материал. Постулат Планка (третий закон термодинамики). Статистическая интерпретация второго начала термодинамики. Вычисление абсолютной энтропии вещества. Расчет изменения энтропии химической реакции при различных температурах.

Практическое занятие. Решение задач.

Лабораторное занятие:

Определение интегральной теплоты растворения соли и теплоты гидратообразования

2. Определение теплоты нейтрализации сильной кислоты сильным основанием

Задания для самостоятельной работы

1. Первый закон термодинамики и варианты его формулировки. Внутренняя энергия как функция состояния на примере различных процессов в идеальном газе. Пример неравновесного (не квазистатического) процесса над идеальным газом. Тепловой эффект при постоянном давлении и закон Гесса. Понятие энтальпии как функции состояния: тепловой эффект при постоянном давлении и закон Майера, итоговая формулировка закона Гесса.
2. Абстрактные примеры реальных измерений: изменения внутренней энергии - при постоянном объеме (сжигание глицерина); и энтальпии - при постоянном давлении (плавление воды); пересчет одной в другую.
3. Закон Гесса на примере реакций кислорода с азотом.
4. Энтальпия реакции. Закон Кирхгофа.
5. Расчет работы и теплоты в различных процессах и циклах.

Тема 6. Объединенное уравнение I и II законов термодинамики.

Лекционный материал. Энергия Гельмгольца. Энергия Гиббса. Энергия Гельмгольца и энергия Гиббса как критерии направления и предела протекания процессов в закрытых системах.

Зависимость энергии Гельмгольца и энергии Гиббса от параметров состояния. Характеристические функции. Уравнение Гиббса-Гельмгольца. Расчет изменения стандартных энергий Гиббса и Гельмгольца в химических реакциях при различных температурах.

Практическое занятие. Решение задач.

Задания для самостоятельной работы

Определения энтальпии образования фулерена. Пересчет энтальпии образования фулерена для другой температуры. Общие слова о квантовомеханическом расчете энтальпий реакций благодаря теории функционала плотности (DFT). Фундаментальное преддверие к введению энтропии. Расчет изменения энтропии в равновесном изотермическом процессе над идеальным газом, призванный показать, что энтропия есть функция состояния.

1. Пример изменения энтропии в самопроизвольном (неквазистатическом) процессе.
2. Сравнение первого и второго законов термодинамики.
3. Связь второго закона термодинамики и направления процесса, энтропии и равновесного состояния.

4. Разные формулировки второго закона в различных процессах

Тема 7. Системы переменного состава. Химический потенциал компонента системы.

Лекционный материал. Зависимость химического потенциала от давления и температуры. Условия равновесия и самопроизвольного протекания процесса в системах переменного состава. Химический потенциал идеального газа. Химический потенциал компонента смеси идеальных газов.

Практическое занятие. Решение задач.

Лабораторное занятие

Задания для самостоятельной работы

1. Ограничения в применимости уравнения Менделеева-Клапейрона к реальным газам. Уравнение Ван-Дер-Ваальса. Химический потенциал реального газа. Фугитивность, коэффициент фугитивности. Приближенный расчет фугитивности при невысоких давлениях.

2. Состояние квантовомеханических расчетов энтальпии и сравнение с экспериментальным подходом (понятие изодесмической реакции). Пара примеров расчета температуры конечного состояния. Объединение первого и второго законов: вывод фундаментальных уравнений. Интегральное выражение для внутренней энергии. Уравнение Гиббса-Дюгема как следствие однородности внутренней энергии относительно объема, энтропии и количества компонентов.

3. Преобразование Лежандра и вывод с его помощью характеристических функций температуры; энтальпия как характеристическая функция давления и энтропии; понятие естественных переменных характеристических функций.

4. Соотношения Максвелла.

Раздел 3. Химическое равновесие. Термодинамическая теория химического сродства

Тема 8. Фундаментальные уравнения. Химический потенциал.

Лекционный материал. Фазовые переходы. Основные понятия. Правило фаз. Общее условие фазового равновесия. Химический потенциал. Краткая характеристика химического равновесия. Закон действующих масс, термодинамический вывод. Термодинамическая (стандартная) и эмпирические константы химического равновесия. Способы выражения состава равновесной смеси, соотношения между эмпирическими константами равновесия K_p , K_c , K_x . Связь термодинамической константы равновесия K_a с эмпирическими (концентрационными) константами равновесия для реакций между веществами в состоянии идеального газа. Выражение константы равновесия для гомогенных и гетерогенных реакций, идеальных и неидеальных реакционных систем. Влияние давления и примеси инертного газа на смещение химического равновесия.

Практическое занятие. Решение задач.

Задания для самостоятельной работы.

1. Условия самопроизвольности и равновесия.
2. Примеры использования фундаментальных уравнений и соотношений Максвелла при решении задач.
3. Понятие стандартного химического потенциала.
4. Понятие фугитивности (для реальных газов) и ее экспериментальное определение.
5. Связь изменения энергии Гиббса системы и энергий Гиббса химических реакций, протекающих в ней; как следствие, условия на химические потенциалы продуктов и реагентов в равновесии при фиксированных температуре и давлении.

Тема 9. Фазовые равновесия в однокомпонентных системах.

Лекционный материал. Связь между давлением и температурой фазовых переходов. Процесс кипения. Уравнение Клаузиуса – Клапейрона. Физико-химический анализ. Фазовые диаграммы. Диаграмма состояния воды.

Практическое занятие. Решение задач.

Лабораторное занятие.

Построение диаграммы кипения бинарной смеси

Задания для самостоятельной работы.

1. Уравнение Клапейрона. Химическое сродство.
2. Уравнение стандартного химического сродства.
3. Влияние температуры на константу химического равновесия.
4. Уравнение изобары и изохоры химической реакции Вант-Гоффа (вывод и анализ).
5. Интегрирование уравнения Вант-Гоффа.
6. Расчет среднего и истинного теплового эффекта химической реакции на основании зависимости константы равновесия от температуры.
7. Экспериментальные методы расчета констант химического равновесия.
8. Расчет констант равновесия из стандартных величин термодинамических функций, метод Темкина-Шварцмана. Использование для расчета констант равновесия химических реакций справочных данных о логарифмах константах равновесия реакций образования соединений из простых веществ. Расчет константы равновесия данной реакции по известным значениям констант равновесия других реакций (метод комбинирования уравнений).

Тема 10. Фазовые равновесия в двухкомпонентных системах

Растворы неэлектролитов

Лекционный материал. Растворы. Основные понятия. Значение растворов для биотехнологии. Концентрация. Способы выражения концентрации. Двухкомпонентные растворы летучих жидкостей. Закон Рауля. Отклонения от закона Рауля. Первый закон Коновалова. Диаграммы кипения.

Практическое занятие. Решение задач.

Лабораторное занятие.

1. Исследование равновесия «двухкомпонентный раствор–пар» для полностью смешивающихся жидкостей, не образующих азеотропных смесей.
2. Исследование равновесия «раствор – пар» полностью смешивающихся жидкостей, образующих азеотропные смеси.
3. Изучение взаимной растворимости жидкостей (жидкости ограниченно смешиваются друг с другом).
4. Исследование равновесия «жидкость - твердое вещество» для двухкомпонентной системы (с одной эвтектикой, без твердых растворов и химических соединений)

Задания для самостоятельной работы

1. Характеристические функции, химический потенциал, направленность процесса и условия равновесия. Понятие химической переменной. Зависимость химического потенциала газов от давления и, как следствие, уравнение изотермы химической реакции и константа равновесия для реакции в газе (через давления и фугитивности участников). Зависимость константы равновесия от температуры, уравнение Гиббса-Гельмгольца, уравнение изобары химической реакции.
2. Экспериментальное определение зависимости константы химической реакции от температуры.
3. Вопрос зависимости константы равновесия от давления.
4. Условия фазового равновесия.
5. Реальная фазовая диаграмма воды, моно- и энантиотропные переходы. Фазовые переходы первого и второго рода по Эренфесту, соответствие с экспериментом и теоретический ход зависимости энергии Гиббса от температуры для переходов, относимых ко второму роду. Вопрос учета поверхностной энергии в зависимости от размера фазы с примерами, понятие размерности нанофазы. Фазовое равновесие в двухкомпонентных системах: основные принципы термодинамики растворов, среднемолярная энергия Гиббса и ее изменение при образовании раствора. Значение химического потенциала компонента в растворе, закон Рауля, понятие активности и коэффициента активности, их экспериментальное определение. Особенности

применения активности в расчетах, закон и константа Генри, понятие идеально разбавленного раствора.

Тема 11. Фазовое равновесие.

Лекционный материал. Второй закон Коновалова. Правило рычага. Перегонка бинарных жидкостных смесей. Разделение азеотропных смесей. Ограниченно растворимые жидкости. Диаграммы растворения. Правило Алексеева Системы с верхней критической температурой растворения Системы с нижней критической температурой растворения Системы с верхней и нижней критическими температурами растворения.

Практическое занятие. Решение задач.

Лабораторное занятие.

1. Разделение азеотропных смесей.
2. Ограниченно растворимые жидкости.

Задания для самостоятельной работы

1. Уравнение изотермы и изобары химической реакции.
2. Термическое, механическое, компонентное равновесия.
3. Примеры фазовых равновесий.
4. Рассмотрение фазового равновесия с помощью разных характеристических функций (фиксация разных естественных переменных).
5. Мембранное равновесие (случай фиксации объемов и/или содержания некоторых компонентов в одной/нескольких фазах).
6. Историческая формулировка второго закона термодинамики Фазовые диаграммы однокомпонентной системы Уравнение Клаузиуса-Клапейрона.

Тема 12. Растворы нелетучих веществ. Коллигативные свойства растворов

Лекционный материал. Понижение температуры замерзания растворов. Криометрия. Повышение температуры кипения растворов. Эбулиометрия Осмос Осмотическое давление Осмометрия Значение осмотических явлений

Практическое занятие.

Лабораторное занятие.

1. Определение критической температуры растворения системы «фенол–вода.
2. Определение коэффициента распределения 3-го компонента между двумя жидкими фазами.

Задания для самостоятельной работы

1. Фазовые диаграммы однокомпонентной системы, уравнение Клаузиуса-Клапейрона и ход линий раздела фаз.
2. Вывод правила фаз Гиббса. Примеры фазовых диаграмм различных веществ (серы, фосфор, углерод), понятие заторможенных и аллотропных форм (кристаллических модификаций).
3. Фазовые переходы в однокомпонентных системах - определение в трактовке Эренфеста (переходы первого и второго родов) и в природе (с примерами).
4. Соотношение Эренфеста для фазовых переходов второго рода.

Тема 13. Несмешивающиеся жидкости.

Лекционный материал. Перегонка с водяным паром. Диаграммы плавления. Термический анализ. Системы, состоящие из неизоморфных веществ. Системы, состоящие из веществ, образующих химические соединения. Системы, состоящие из веществ, образующих твердые растворы. Правило рычага для конденсированных систем.

Практическое занятие.

Лабораторное занятие.

1. Построение диаграммы плавления бинарной смеси.
2. Перегонка с водяным паром.

Задания для самостоятельной работы

1. Энергия Гиббса образования раствора и выражения для химических потенциалов компонентов в растворе (активность, законы Рауля и Генри), стандартный потенциал для идеальных и реальных газов и растворов.
2. Применение полученных выражений для химических потенциалов на примере экстракции.
3. Применение полученных выражений для химических потенциалов на примере мембранного равновесия, расчет осмотического давления - уравнение Вант-Гоффа, примеры

участия осмотического равновесия в природных процессах Расчет криоскопического и эбулиоскопического эффектов Зависимость растворимости от температуры, уравнение Шредера Зависимость растворимости от давления, уравнение ван Лаара.

Тема 14. Фазовые равновесия в трёхкомпонентных системах. Экстракция
Лекционный материал. Третий компонент в двухслойной жидкой системе. Закон распределения Нернста. Жидкостная экстракция

Практическое занятие. Решение задач.

Лабораторное занятие. Жидкостная экстракция

Задания для самостоятельной работы

1. Равенство химических потенциалов компонента при фазовом равновесии и, как следствие, вывод уравнений для коллигативных свойств растворов (осмос, понижение температур кипения и плавления, растворимость в предельно разбавленном и насыщенном растворах) Энтальпия и энтропия смешения для идеального раствора.
2. Избыточные величины (относительно идеального раствора), приближение регулярного и атермального раствора.
3. Двухкомпонентные фазовые диаграммы (растворы и газовые смеси), азеотроп, вывод второго правила Коновалова.
4. Первое правило Коновалова, очищение путем перегонки.
5. Диаграммы плавкости для двухкомпонентных систем, конгруэнтное и инконгруэнтное плавление. Расслаивание растворов в двухкомпонентных системах.
6. Принцип выпуклой оболочки для функции зависимости энергии Гиббса системы от параметров.

Тема 15. Буферные растворы.

Лекционный материал. Механизм действия буферных растворов. Буферная ёмкость. Количественные закономерности буферного действия. Уравнение Гендерсона-Хассельбаха.

Практическое занятие.

Лабораторное занятие. Определение буферной ёмкости.

Задания для самостоятельной работы

1. Основные принципы фазового равновесия и построения фазовых диаграмм, обоснование первого правила Коновалова.
2. Применения приведенных принципов для объяснения вида двухкомпонентных фазовых диаграмм жидкость-пар Уравнения Гиббса-Дюгема-Маргулеса Выражение химических потенциалов компонентов (и их производных по составу) через среднемольную энергию Гиббса и ее производную (и вторую производную) по составу - то есть соотношение между ходом зависимости этих величин от состава Понятие парциальных мольных величин и (с их помощью) расширение выражений для энергии Гиббса на остальные термодинамические параметры Константа равновесия химической реакции в растворе, ее аналог для идеально разбавленных растворов (уже зависящая от растворителя).

Тема 16. Электрохимия

Лекционный материал. Предмет электрохимии и её значение. Электрические потенциалы на фазовых границах. Гальванический элемент. ЭДС гальванического элемента. Электродный потенциал. Уравнение Нернста. Классификация электродов.

Практическое занятие. Решение задач.

Лабораторное занятие.

1. Определение ЭДС гальванического элемента.

2. Потенциометрическое определение концентрации (активности) ионов.

3. Концентрационные гальванические элементы

Задания для самостоятельной работы

Использование уравнения Нернста. Самопроизвольность окислительно-восстановительных реакций Парциальные величины. Константы равновесия в гетерогенных реакциях.

Тема 18. Электропроводность

Лекционный материал. Абсолютные скорости движения ионов, подвижность ионов. Закон Кольрауша. Закон разведения Оствальда. Влияние различных факторов на электропроводность. Температура раствора. Вязкость среды. Концентрация раствора. Радиус и заряд иона. Основные положения теории Дебая и Хюккеля. Эффекты торможения. Эффект Вина.

Практическое занятие. Решение задач.
Лабораторное занятие. Определение электропроводности растворов.
Задания для самостоятельной работы
Дисперсия электропроводности. Основные соотношения термодинамики растворов электролитов. Понятие активности Ионная сила растворов. Числа переноса. Методы измерения электропроводности.

Тема 1. Скорость химической реакции. Формальная кинетика.

Лекционный материал. Самопроизвольный процесс в системе. Химическое равновесие $2A+B=A_2B$. Время в химии. Химическая кинетика и катализ. Скорость химической реакции. Реакция Бодештейна-Линде. Элементарные реакции. Формальная кинетика. Определение порядка реакции по реагенту А. Время полупревращения. Среднее время жизни частицы в реакции первого порядка.

Практическое занятие. Решение задач.

Лабораторное занятие.

1. Определение константы скорости реакции окисления иодида калия персульфатом аммония

Задания для самостоятельной работы

1. Скорость химической реакции.
2. Бимолекулярная реакция.
3. Реакция первого порядка.
4. Формальная кинетика реакции порядка n , 2, 0.
5. Пример "Реакция взаимодействия двух радикалов йода". Дифференциальный метод определения порядка.

6. Интегральный метод определения порядка.

7. Математический расчет "начальные концентрации не равны".

8. Автокаталитическая реакция второго порядка.

9. Бимолекулярная реакция порядка.

10. Примеры: Реакция разложения N_2O (реакция нулевого порядка)

Тема 2. Сложные реакции.

Лекционный материал. Скорость и сродство химической реакции. Константы скорости и константы равновесия. Лимитирующая стадия. Химический поток - неверный). Термодинамическое сопряжение. Химическое сопряжение. Графики: 1) Изменение энергии Гиббса системы за счет реакции $A=B$; 2) Кинетический и термодинамический контроль; 3) Изменение энергии Гиббса системы за счет параллельных обратимых реакций.

Практическое занятие. Решение задач

Лабораторное занятие. Исследование кинетики омыления сложного эфира

Задания для самостоятельной работы

Равновесие в системе. Самопроизвольное протекание химической реакции. Кинетический расчет. Принципы и эмпирические законы химической кинетики. Последовательная реакция. Реакция превращения озона в кислород.

Квазистационарность и квазиравновесие. Схемы Михаэлиса – Ментен и Ленгмюра – Хиншельвуда. Обратные координаты в уравнении М-М. Конкурентное ингибирование.

Метод Бодентейна. Лимитирующая стадия. Уравнение Михаэлиса-Ментена. Координаты Лауинвера-Берка. Кинетические кривые и $k-1$ Моно-изотерма Ленгмюра. Число оборотов реакции (ТОФ). Конкурентное ингибирование. Субстратное торможение. Схема Михаэлиса-Ментен-Ленгмюра-Хиншельвуда. Основные понятия в кинетике.

Тема 3. Цепные реакции.

Лекционный материал. Основные стадии. Неразветвленные цепные реакции ($H_2+Br_2=2HBr$). Уравнение Боденштейна-Линда.

Схема Михаэлиса-Ментен-Ленгмюра-Хиншельвуда. Неразветвленные цепные реакции. Зарождение, развитие и гибель. Расход C_2H_5 , образование CH_3 . Изменение $[Br]$ в реакции Боденштейна-Линде. Разветвленные цепные реакции.

Практическое занятие.решение задач.

Задания для самостоятельной работы

1. Полуостров воспламенения.

2. Механизм процесса.

3. Три режима разветвленной цепной реакции.
4. Верхний и нижний пределы воспламенения.
5. Формальная кинетика в закрытых системах
6. Обратимая и необратимая реакции первого порядка в реакторе идеального смещения.

7. Пример. Схема Франка.
 8. Колебательная реакция в закрытой системе.
 9. Решение уравнений Лотки-Вольтерра.
 10. Фазовый портрет, модель Лотка-Вольтерра.
- Тема 4. Зависимость константы скорости от температуры.

Лекционный материал. Уравнение Аррениуса. Теория активных столкновений: основное уравнение. Система Лотка-Вольтерра. Примеры. Цилиндр столкновений Средний модуль скорости. Столкновение шаров и химическая реакция. Столкновение шаров: предельные случаи.

Практическое занятие. Решение задач.

Лабораторное занятие. Определение зависимости константы скорости от температуры.

Определение константы скорости и энергии активации реакции окисления иодоводородной кислоты пероксидом водорода

Задания для самостоятельной работы

1. Вывод основного уравнения ТАС. Стерический фактор. Основные положения теории активированного комплекса. Поверхность потенциальной энергии.
2. Уравнение Аррениуса.
3. Цилиндр столкновений. "Улучшенный" цилиндр столкновений.
4. Распределение Максвелла.
5. Уравнение Траутца-Льюиса.
6. Оценка эффективного радиуса молекулы.
7. Теория активных столкновений, сравнение с экспериментом.
8. Теория активных столкновений и эксперимент.
9. Кривая(поверхность) потенциальной энергии.

Тема 5. Сравнение результатов ТАС и ТАК.

Лекционный материал. Температурная зависимость предэкспоненциального множителя. Кинетический изотопный эффект. Поддержка программы чтения с экрана включена.

Уравнение Аррениуса, уравнение ТАС(теория активных столкновений), уравнение. ТАК(теория активированного комплекса). Постулаты ТАК(теория активированного комплекса). Поправка на нулевые энергии. Расчет константы скорости в ТАК (теория активированного комплекса).

Практическое занятие. Решение задач.

Лабораторное занятие. Определение константы скорости и энергии активации реакции гидролиза этилацетата

Задания для самостоятельной работы

1. Применение теории активных столкновений к бимолекулярным реакциям.
2. Формула Сазерленда.
3. Поверхность потенциальной энергии.
4. Константа скорости ТАК(теория активированного комплекса).
5. Реакция Дильса-Альмера. Константа равновесия.
6. Расчет константы скорости в ТАК (теория активированного комплекса). Учет туннельного эффекта.
7. Трансмиссионный коэффициент k ТАК(теория активированного комплекса), расчет.
8. Нарушение условия адиабатичности.ТАК (теория активированного комплекса).
9. ТАС (теория активных столкновений), сравнение с экспериментом.
10. Уравнение Аррениуса.
11. Зависимость "А" от температуры.
12. Кинетический изотопный эффект.

Тема 6. Термодинамический и вариационный варианты ТАК.

Лекционный материал. Сравнение результатов ТАС и ТАК. Мономолекулярные реакции в ТАС. Схема Линдемана. ТАК (теория активированного комплекса). Термодинамический вариант ТАК (теория активированного комплекса). Вариационный вариант ТАК (теория активированного комплекса).

Практическое занятие. Решение задач.

Задания для самостоятельной работы.

1. Кинетические особенности мономолекулярных реакций.
2. Схема Линдемана.

Тема 7. Поправка Хиншельвуда. Мономолекулярные реакции в ТАК. Тримолекулярные реакции в ТАС и ТАК.

Лекционный материал. Уравнения в термодинамике. Термодинамический "аспект" ТАК (теория активированного комплекса). Теория Линдемана-Хиншельвуда. Столкновение шаров и химическая реакция. Поправка Хиншельвуда. Модель Линдемана-Хиншельвуда.

Практическое занятие. Решение задач.

Задания для самостоятельной работы.

1. Теория ЛХ-РРКМ(Линдеман, Хиншельвуд, Райс, Рамспергер, Кассель и Маркус).
2. ТАК(теория активированного комплекса) в мономолекулярных реакциях.
3. Поверхность потенциальной энергии для мономолекулярной реакции.
4. Тримолекулярные реакции.

Тема 8. ТАК в растворах. Уравнение Бренстеда-Бьеррума. Сравнение констант скорости в растворах и в газовой фазе. Вывод уравнения Смолуховского.

Лекционный материал. Тримолекулярные реакции. Кинетика реакций в растворах. Уравнение Бренстеда-Бьеррума. Зависимость константы скорости от давления. Оценка коэффициентов активности ионов в растворе. Закон Генри.

Практическое занятие. Решение задач.

Задания для самостоятельной работы.

1. Недостаточность схемы Линдемана-Хиншельвуда.
2. Зависимость константы скорости от растворителя.
3. Гидролиз гуанозинмонофосфата.
4. Уравнение Смолуховского.
5. Лимитирующие стадии реакции в растворе.

Тема 9. Реакция $\text{ClO}_2 + \text{NO}$. ТАС и ТАК.

Лекционный материал. Фотохимические реакции. Принцип Франка-Кондона. Судьба возбужденной частицы. Эксимер и Эксиплекс. Закон Буге-Ламберта-Бэра.

Пример Диффузия + электростатическое взаимодействие. Уравнение Бренстеда-Бьеррума. Бимолекулярная реакция. Реакция Меншуткина. Мономолекулярная реакция. Реакция $\text{ClO}_2 + \text{NO}$. ТАС (теория активных столкновений): постулаты и результаты.

Практическое занятие. Решение задач.

Задания для самостоятельной работы

1. ТАК (теория активированного комплекса): постулаты и результаты.
2. Принцип Франка-Кондона.
3. Флуоресценция и столкновение.
4. Закон Бугге-Ламберта-Бера.
5. Закон Эйнштейна.
6. Флуоресценция и столкновение.
7. Эксимер.
8. Сенсибилизация.
9. Клеточный эффект.

Тема 10. Фотохимия.

Лекционный материал. Реакция Боденштейна-Линда. Катализ. Гомогенный и гетерогенный катализ. Кинетические схемы специфического катализа.

Фотохимия. Диаграмма Яблонского. Определение элементарных констант из опытных фотохимических данных. Фотодиссоциация Br_2 . Клеточный эффект. Реакция Боденштейна-Линде. Многофотонное поглощение. Катализ. Историческая справка: анализ трудов конгресса по катализу. Катализ: термины IUPAC.

Практическое занятие. Решение задач.

Задания для самостоятельной работы.

1. Межфазный катализ.
2. Мицеллярный катализ.
3. Молекулярно-селективные катализаторы.
4. Гетерогенный и гомогенный катализ.
5. Нанокатализ.

6. Нанокатализ.
7. Характеристики катализатора.
8. Оптимальная структура для каталитического окисления CO.
9. Специфический и общий кислотный катализ.

Тема 11. Гомогенный катализ.

Лекционный материал. Сверхкислоты. Общий катализ. Соотношения Бренстеда. Гетерогенный катализ. Возможные лимитирующие стадии. Внешняя диффузия. Модели Ленгмюра и Ленгмюра–Хиншельвуда.

Катализ. Расчет ТОФ. Специфический и общий кислотный катализ от концентрации суперкислот. Способы получения твердых суперкислот. Специфический катализ суперкислотами. Кислотный гидролиз эфира. Растворение индивидуальных нанотрубок. Специфический и общий кислотный катализ. Общий кислотный катализ. Линейные соотношения между энергиями активации и энергиями Гиббса разных реакций. Соотношения Семенова-Поляни. Стадии гетерогенного катализа. Внешняя диффузия и внешняя кинетика. Диффузия. Модели Ленгмюра и Ленгмюра-Хиншельвуда, реакция первого порядка. Механизм Михаелиса-Ментена и Линдемана-Хиншельвуда. Количество центров и площадь поверхности. Активный центр на поверхности. Каталитический центр, иммобилизованный на поверхности SiO₂. Активные центры Sn на поверхности цеолита. Модели Ленгмюра и Ленгмюра-Хиншельвуда, бимолекулярная реакция.

Практическое занятие. Решение задач.

Задания для самостоятельной работы.

1. Специфический кислотный катализ.
2. Специфический основной катализ.
3. Стадии гетерогенного катализа.
4. Внешняя диффузия и внешняя кинетика.
5. Модели Ленгмюра и Ленгмюра-Хиншельвуда, реакция первого порядка.
6. Механизм Модели Ленгмюра и Ленгмюра-Хиншельвуда.
7. Гетерогенный катализ.
8. Сравнение с Михаелис-Ментеном Модели Ленгмюра и Ленгмюра-Хиншельвуда, бимолекулярная реакция.
9. Механизм Ридила-Или. Реакция В(газ)+А(газ)+Пв.=Продукт. Стадии гетерогенного катализа. Задача Зельдовича-Тиле.

10. Условие стационарности.

Тема 12. Теории катализа. Теория Баландина. Активные центры на поверхности. Каталитические центры.

Задача Зельдовича-Тиле. Условие стационарности. Фактор Тиле. Примеры. Конкуренция между диффузией и химической реакции при разных температурах. Задача по цеолитам. Теория Баландина. Активность нанесенных катализаторов. Расчет ТОФ. Активный центр на поверхности. Каталитические центры в гетерогенном катализе. Примеры Анализ трудов конгресса по катализу.

Практическое занятие. Решение задач.

Лабораторное занятие. Катализ. Химическое равновесие.

Задания для самостоятельной работы.

1. Значение катализа.
2. Виды катализа.
3. Механизм действия катализаторов.
4. Гомогенный катализ.
5. Гетерогенный катализ.
6. Теории гетерогенного катализа.
7. Мультиплетная теория.
8. Теория активных ансамблей.
9. Электронная теория.
10. Ингибиторы.

4. УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ И ИНФОРМАЦИОННОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

4.1. ОСНОВНАЯ ЛИТЕРАТУРА

1. Якупов, Т. Р. Физическая и коллоидная химия : учебно-методическое пособие / Т. Р. Якупов, Ф. Ф. Зиннатов. — Казань : КГАВМ им. Баумана, 2023. — 88 с. — Текст : электронный // Лань : электронно-библиотечная система. — URL: <https://e.lanbook.com/book/330551>
2. Нигматуллин, Н. Г. Физическая и коллоидная химия : учебное пособие / Н. Г. Нигматуллин. — 2-е изд., испр. и доп. — Санкт-Петербург : Лань, 2022. — 288 с. — ISBN 978-5-8114-1983-8. — Текст : электронный // Лань : электронно-библиотечная система. — URL: <https://e.lanbook.com/book/212168>
3. Кумыков, Р. М. Физическая и коллоидная химия : учебное пособие для вузов / Р. М. Кумыков, А. Б. Иттиев. — 3-е изд., стер. — Санкт-Петербург : Лань, 2022. — 236 с. — ISBN 978-5-507-44162-4. — Текст : электронный // Лань : электронно-библиотечная система. — URL: <https://e.lanbook.com/book/215750>

4.2. ДОПОЛНИТЕЛЬНАЯ ЛИТЕРАТУРА

1. Якупов, Т. Р. Физическая и коллоидная химия : учебно-методическое пособие / Т. Р. Якупов, Ф. Ф. Зиннатов. — Казань : КГАВМ им. Баумана, 2023. — 88 с. — Текст : электронный // Лань : электронно-библиотечная система. — URL: <https://e.lanbook.com/book/330551>
2. Нигматуллин, Н. Г. Физическая и коллоидная химия : учебное пособие / Н. Г. Нигматуллин. — 2-е изд., испр. и доп. — Санкт-Петербург : Лань, 2022. — 288 с. — ISBN 978-5-8114-1983-8. — Текст : электронный // Лань : электронно-библиотечная система. — URL: <https://e.lanbook.com/book/212168>
3. Кумыков, Р. М. Физическая и коллоидная химия : учебное пособие для вузов / Р. М. Кумыков, А. Б. Иттиев. — 3-е изд., стер. — Санкт-Петербург : Лань, 2022. — 236 с. — ISBN 978-5-507-44162-4. — Текст : электронный // Лань : электронно-библиотечная система. — URL: <https://e.lanbook.com/book/215750>

4.3. СОСТАВ ЛИЦЕНЗИОННОГО И СВОБОДНО РАСПРОСТРАНЯЕМОГО ПРОГРАММНОГО ОБЕСПЕЧЕНИЯ, В ТОМ ЧИСЛЕ ОТЕЧЕСТВЕННОГО ПРОИЗВОДСТВА

1. Microsoft Windows 7 Pro
2. Office 2007 Standard
3. Moodle 3.8

4.4. СОВРЕМЕННЫЕ ПРОФЕССИОНАЛЬНЫЕ БАЗЫ ДАННЫХ, ИНФОРМАЦИОННЫЕ СПРАВОЧНЫЕ СИСТЕМЫ, ЭЛЕКТРОННЫЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНЫЕ РЕСУРСЫ

1. Информационно-правовой портал «Гарант» <http://www.garant.ru/>
2. Система автоматизации библиотек ИРБИС64; ООО «ЭйВиДи –систем» <http://support.open4u.ru>
3. Электронная библиотечная система ООО «КноРус медиа» www.book.ru
4. Электронная библиотечная система издательства «Лань»; www.e.lanbook.ru
5. Национальная электронная библиотека (НЭБ) <http://нэб.рф>

5. МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКИЕ УСЛОВИЯ, ОБОРУДОВАНИЕ И ТЕХНИЧЕСКИЕ СРЕДСТВА ОБУЧЕНИЯ

Учебная аудитория для проведения занятий лекционного типа, выполнения курсовых работ, групповых и индивидуальных консультаций, текущего контроля и промежуточной аттестации. Специализированная мебель на 20 посадочных мест, доска настенная, рабочее место преподавателя. Проектор EPSON Multi Media Projector EB-824H, ноутбук Asus K52D, проекционный экран Lumien. Учебный корпус № 12. (факультет биотехнологии).

Учебная лаборатория для проведения лабораторно-практических занятий.

1. Специализированная мебель на 15 посадочных мест, лабораторное оборудование и приборы: прибор Кварц-24, рефрактометр ИРФ-454, анализатор молока Клевер-2, рН-метр рН 150 М, фотоэлектрокалориметр КФК-3, печь муфельная СНОЛ, микроскоп стереоскопический, микроскоп Биомед-2М, сушильный шкаф ШС-80, центрифуга ЦЛ «ОКА», весы аналитические, весы электронные CUW-420, термостат ТС-80, водяная баня, прибор для титрования, Лабораторное оборудование: вытяжной шкаф; лабораторные столы; химическая посуда ГОСТ 25336 «Посуда и оборудование лабораторные стеклянные. Типы, основные параметры и размеры»; термостат; мешалки магнитные; дистиллятор; весы аналитические; весы электронные теххимические; электрические плитки; сушильный шкаф; бани песочные; бани водяные; ареометры; термометры; колбагреватели. Ионномер ЭВ-74; Спектрофлуориметр СФР-1; Атомно-адсорбционный анализатор (ААС)-флорно 4 Рефрактометр ИРФ-22, RL3 Прибор Ребиндера; Установка для титрования; электрические плитки; диализатор термометры; мерные колбы аквадистиллятор АДЭ-5; доска стационарная, рабочее место преподавателя. Учебный корпус № 12. (факультет биотехнологии).

Помещение для самостоятельной работы обучающихся с возможностью подключения к сети Интернет, обеспечением доступа в электронную информационно-образовательную среду Горского ГАУ, наличием необходимого комплекта лицензионного и свободно распространяемого программного обеспечения. Учебный корпус № 6. Библиотека.

Читальные залы; электронно-информационный отдел библиотеки Горского ГАУ. Специализированная мебель; система комфортного кондиционирования с (подогревом) фактор – сплит-система GREE; книжный сканер ЭЛАР-ПланСкан АЗ-Ц; комплект компьютерной техники в сборе (10 единиц) с возможностью подключения к сети Интернет и обеспечения доступа в электронно-информационную образовательную среду Горского ГАУ. Учебный корпус № 6. Библиотека.

6. ОЦЕНОЧНЫЕ СРЕДСТВА

6.1. Тематика курсовых работ (при наличии).

6.2 Перечень вопросов к зачету, экзамену, иное.

1. Предмет и задачи физической химии. Методы и структура современной физической химии
2. Агрегатные состояния вещества
3. Плазменное состояние вещества.
4. Основные газовые законы
5. Закон Бойля-Мариотта
6. Закон Авогадро
7. Уравнение газового состояния- уравнение Клайперона-Менделеева
8. Закон Гей-Люссака
9. Молекулярно-кинетическая теория газов
10. Свойства реальных газов
11. Уравнение Вандер-Ваальса для реальных газов
12. Газовые смеси. Закон Дальтона (самост.)
13. Определение молекулярного веса кислорода
14. Определения двуокиси углерода в напитках безалкогольных и минеральной воды
15. Признаки твердого состояния
16. Отличия кристаллических твердых тел от аморфных.
17. Принцип плотнейшей упаковки атомов в твердых веществах
18. Внутреннее строение кристаллов и основные типы кристаллических решеток
19. Полупроводниковые кристаллы
20. Строение и свойства молекулярной решетки
21. Строение и свойства ионной решетки
22. Строение и свойства атомной решетки
23. Строение и свойства металлической решетки
24. Полиморфизм твердых веществ
25. Изоморфизм твердых веществ
26. Явление изотропии и анизотропии твердых веществ
27. Глинистые минералы, их строение, свойства и значение (самост.)
28. Характеристика жидкого состояния вещества
29. Поверхностное натяжение и поверхностная энергия
30. Методы определения поверхностного натяжения
31. Сущность метода капиллярного поднятия
32. Метод сталагмометрии (метод подсчета капель)
33. Метод наибольшего давления в пузырьках
34. Метод отрыва кольца
35. Влияние желчи (желчных кислот) на поверхностное натяжение воды
36. Внутреннее трение (вязкость) жидкостей
37. Капиллярный метод определения вязкости жидкостей
38. Влияние концентрации раствора на его вязкость
39. Влияние температуры на вязкость
40. Метод падающего шарика при определении вязкости жидкостей
41. Испарение и кипение жидкостей
42. Роль воды в живых организмах (самост.)

Задачи к вопросам:

1. Газ под давлением $1,2 \times 10^5$ н/м² занимает объем 4,5 л. Каково будет давление, если не изменяя температуры, увеличить объем до 5,5 л
2. В стальном баллоне емкостью 12 л находится кислород под давлением $1,415 \times 10^7$ н/м² при 0°. Какой объем (м³) займет то же количество газа при нормальных условиях
3. При нормальных условиях плотность двуокиси углерода $1,997$ кг/м³. Каким давлением нужно сжать газ, чтобы плотность его при 0° С достигла 10 кг/м³

4. Масса 1 м³ азот при 10°C и давлении 9,86 x 10⁴ н/м² равна 1,175 кг. Какова масса этого же объема азота под давлением 1,092 x 10⁵ н/м² при той же температуре
5. Азот в количестве 56 г под давлением 4,052 x 10⁵ н/м² занимает объем 10 л. Какое нужно применить давление, чтобы концентрация азота стала 0,3 моль /л при постоянной температуре?
6. При 37° С объем газа равен 0,53 м³. Какой объем займет газ при 100 Оо, если давление останется постоянным?
7. При 18°C давление в баллоне с азотом 1,621 x 10⁶н/м². При какой температуре давление возрастет в два раза?
8. Плотность неона при нормальных условиях равна 0,900 кг/м³. Рассчитать плотность неона, принимая его за идеальный га, при 27 °С и том же давлении
9. При нормальных условиях концентрация метана равна 0,0447 кмоль/м³. Вычислить при какой температуре и нормальном давлении масс 10 м³ метана будет равна 8 кг
10. Определить массу 4 м³ двуокиси углерода при нормальных условиях
11. Определить относительную плотность двуокиси углерода (Δ) по воздуху. Плотность воздуха при нормальных условиях равна 1,293 кг/м³.
12. Вычислить поверхностное натяжение бензола при 20°C, если масса 42 капель бензола, находящихся в объеме между верхней и нижней метками сталагмометра, равна 1,5672 г. Масса 30 капель воды в том же объеме составляет 2,8180 г.
13. Определить мольную L и удельную l теплоты испарения толуола, если его температура кипения под нормальным атмосферным давлением 110,6°C
14. Вычислить динамическую вязкость бензола при 20°C, если он протекает через вискозиметр за 91,5 с. Время прохождения такого же объема воды при той же температуре 2 мин 4,2 сек. Плотность бензола (ρ бенз) при 20°C = 879 кг/м³
15. При измерении поверхностного натяжения методом Ребиндера средние разности высот в манометре при 20°C составляют для воды 9,8 см, а глицерина 8,5 см. Определить коэффициент поверхностного натяжения глицерина при заданной температуре.
16. Генераторный газ имеет приблизительно следующий состав (вес.%): CO₂ -12; Н- 14; СО -20 и N₂ - 54. Вычислить содержание каждой составной части генераторного газа по объему
17. Газ подземной газификации имеет примерно следующий состав: (об.%): CO₂ -10; Н- 14; СО -12 и N₂ -62,2 и СН₄-1,8. Определить состав газовой смеси в весовых процентах.
18. Сухой воздух имеет примерно следующий состав (об.%): CO₂ -0,03; N₂ -78,09; O₂- 20,95; Ar – 0,93. Определить массу 40 м сухого воздуха при 22°C и нормальном давлении
19. Колошниковый газ имеет примерно состав (об.%): CO₂ -10; Н- 14; СО -28 и N₂ -59,0. Вычислить парциальные давления составляющих смесь газов, если общее давление газовой смеси 106 400 н/м²
20. Рассчитать общее давление газов в сосуде емкостью 200 л, если в нем при 135°C содержится смесь 82,1 г бензола и 23,6 г толуола
21. Рассчитать давление, оказываемое 1 кмоль двуокиси углерода при 50°C, объем которого 1м³. Воспользовавшись уравнением Ван-дер-Ваальса и Менделлева –Клайперона, сопоставить полученные результаты в том и другом случае
22. Рассчитать объем газа при нормальных условиях, если при 22°C и 95 940 н/м² объем его равен 20 л
23. Определить давление, под которым будет находиться 13,5 г окиси углерода в сосуде емкостью 8 л при 150°C
24. Сколько кубических метров двуокиси углерода при 22°C и 99 280 н/м² можно получить при обжиге 1000 кг известняка с содержанием 90% CaCO₃
25. Стальной цилиндр емкостью 20,5 л наполнен кислородом. При 17oC давление газа в цилиндре 8,813 x 10⁶ н/м². Определить массу кислорода, находящегося в баллоне.

Раздел 2

1. Предмет термодинамики. Основные термодинамические понятия.
2. Взаимосвязь между процессами веществ и энергией в организме
3. Первое начало термодинамики.
4. Работа расширения газа при различных термодинамических процессах.
5. Закон Гесса.
6. Второе начало термодинамики.
7. Свободная энергия Гибса.
8. Понятие об энтропии.
9. Третье начало термодинамики

10. Термодинамические потенциалы. Характеристические функции
11. Основные понятия: термодинамическая система (изолированная, открытая, закрытая)
12. Термодинамические параметры системы
13. Функции состояния и функции процесс термодинамической системы
14. Понятие- внутренняя энергия.
15. Выражением первого закона термодинамики для изохорного и изобарного процессов.
16. Понятие об энтальпии.
17. Понятие –теплоемкость для термодинамических систем
18. Закон Гесса и следствием из закона Гесса, их практическое применение при расчете тепловых эффектов реакций.
19. Зависимости теплового эффекта реакции от температуры (уравнение Кирхгофа).
20. Второй закон термодинамики и необратимость самопроизвольных процессов.
21. Понятия обратимости процесса.
22. Теореме Карно-Клаузиуса и происхождение понятия энтропии.
23. Дать представление о термодинамических потенциалах.
24. Энергии Гельмгольца (изохорно-изотермический потенциал) и энергии Гиббса (изобарно-изотермический потенциал).
25. Изменению термодинамических потенциалов как критерий вероятности направления химического процесса.
26. Энергия и ее виды. Внутренняя энергия системы
27. Закон сохранения энергии
28. Тепловые эффекты химических реакций
29. Охарактеризуйте понятие-теплота сгорания и значение калориметров для определения этого показателя
30. Основные законы термохимии и термохимические расчеты
31. Уравнение Лавуазье-Лапласа
32. Значение закона Гесса при термохимических расчетах
33. Схема работы тепловой машины
34. Второе начало термодинамики и живые организмы
35. Принцип минимума свободной энергии
36. Максимальная работа и химическое сродство
37. Измерение тепловых эффектов химических реакций
38. Определение теплоты растворения соли
39. Определение теплоты гидратообразования соли
40. Определение энергетической и пищевой ценности пищевых продуктов с помощью калориметра.

Задачи к билетам:

1. Рассчитать ΔG_0 298K и определить возможность протекания следующих реакций при стандартных условиях:

$$C_2H_2(g) + 5/2O_2(g) = 2CO_2(g) + H_2O(ж) + \Delta G_0$$
р-ции
если значение ΔG_0 298K для ацетилена = 209кДж/моль, для углекислого газа ΔG_0 298 K = -393,3кДж/моль, для жидкой воды ΔG_0 298K= -237кДж/моль, для кислорода ΔG_0 298K= 0.
2. При сжигании 3 г магния выделилось 75,15 кДж теплоты. Составьте термохимическое уравнение реакции горения магния.
3. По термохимическому уравнению реакции

$$2CO(g) + O_2(g) = 2CO_2(g) + 566,5 \text{ кДж}$$
Вычислите теплоту сгорания оксида углерода(II).
4. Вычислите тепловой эффект реакции

$$Fe_2O_3 + 2Al \rightarrow Al_2O_3 + 2Fe$$
если теплота образования оксида железа(III) составляет +821,5 кДж/моль, а теплота образования оксида алюминия +1675,7 кДж/моль (теплота образования простого вещества равна нулю).
5. Составьте термохимическое уравнение реакции разложения карбоната кальция, если при разложении 40 г карбоната кальция поглощается 70,8 кДж теплоты.
6. Сколько теплоты выделится при полном сгорании 1 м³ смеси, состоящей из 30% (по объему) этилена и 70% ацетилена, если при сгорании 1 моль этих веществ выделяется соответственно 1400 и 1305 кДж?

7. Вычислите теплоту сгорания ацетилена C_2H_2 , если теплота образования углекислого газа 393,5 кДж/моль, водяного пара – 242 кДж/моль, ацетилена – 226,8 кДж/моль.

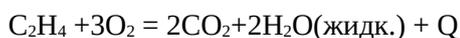
Задачи по второму закону термодинамики. Термодинамические потенциалы.

8. Определить максимально возможный термический к.п.д. для паротурбинной установки, если наибольшая температура нагрева пара $550^\circ C$, а минимальная температура пара, выходящего из турбины, $25^\circ C$
9. Идеальная машина Карно между 927 и $127^\circ C$ производит 92,02 кДж работы за цикл. Определить количество теплоты, сообщаемое машине и отдаваемое ею за этот же цикл
10. При охлаждении 12 л кислорода от 200 до $-40^\circ C$ давление повышается от 105 до $6,0 \times 10^6$ н/м². Рассчитать изменение энтропии, если CO_2 $p = 29,2$ дж/ моль•град (считать кислород идеальным газом)
11. Вычислить стандартное изменение изобарного потенциала ΔG_0 для реакции
 $C_2H_2 + 5/2 O_2 = 2CO_2 + H_2O_{ж} + \Delta G_0$
Воспользоваться табличными значениями ΔH_0 и S_0
12. Определить изменение энтропии ΔS_0 и изобарно-изотермического потенциала ΔG_0 при стандартных условиях для реакции:
 $Fe_3O_4 + CO = 3FeO + CO_2$
и решить вопрос о возможности самопроизвольного протекания ее при указанных условиях
13. Определить суммарное изменение энтропии ΔS при нагревании 30 г ледяной уксусной кислоты от температуры плавления до $60^\circ C$.
14. Нормальная температура плавления уксусной кислоты $16,6^\circ C$, теплота плавления 194 дж/г. Удельная теплоемкость кислоты в пределах $0-80^\circ C$ выражается формулой $c = 1,96 + 0,0038t$ (дж/г•град)
Зависимость теплового эффекта химической реакции от температуры. Закон Кирхгофа
15. Рассчитать тепловой эффект реакции
 $CH_4 + H_2O(пар) = CO + 3H_2 + Q_{298}$
при $1000^\circ C$ по энтальпиям веществ участвующих в реакции.
16. Подсчитать тепловой эффект реакции
 $CH_4 + H_2O(пар) = CO + 3H_2 + Q$
при $1000^\circ C$ используя температурные зависимости теплоемкостей реагирующих веществ:
17. Сколько выделится теплоты при растворении 200 г моногидрата серной кислоты в 350 см^3 воды
18. Вычислить тепловой эффект гидратации соли по уравнению:
 $MgSO_4 + 7H_2O = MgSO_4 \cdot 7H_2O + Q_{гидр}$.
19. Интегральная теплота растворения при концентрации соли 0,14 моль/1000 г воды для $MgSO_4$ равна - 85,06 кдж/моль, а для кристаллогидрата
 $MgSO_4 \cdot 7H_2O$ $Q_{раств} = -16,14$ кдж/моль
Первый закон термодинамики:
20. Найти изменение внутренней энергии при испарении 20 г спирта при температуре его кипения, если удельная теплота парообразования спирта 858,95 дж/г, удельный объем пара $607\text{ см}^3/\text{г}$ (объемом жидкости пренебречь).
21. При постоянном давлении 98600 н/м^2 нагревают $0,5\text{ м}^3$ кислорода. Определить совершенную работу (кДж), если газ, расширяясь, занял объем 5 м^3

Термохимия. Закон Гесса:

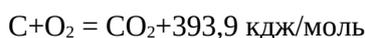
— —

22. Определить разность между Q_r и Q_v при $25^\circ C$ для реакции горения водорода с образованием воды в жидком состоянии
23. Тепловой эффект реакции $C + 1/2 O_2 = CO$ при постоянном объеме равен 109,9 кдж/моль при $20^\circ C$. Определить тепловой эффект этой же реакции при постоянном давлении
24. Определить теплоту сгорания этилена



Исходя из следующих данных:





25. Вычислить теплоту образования этилового спирта при 180С и нормальном давлении



26. Теплота сгорания углерода в этих условиях 395,23, водорода до воды – 285,95, а этилового спирта с образованием двуокиси углерода и воды 1368 кДж/моль (вода образуется в жидком состоянии)

Раздел 3

1. Химическая кинетика реакций. Основные положения и понятия
2. Изменение концентрации вещества в процессе его химического превращения
3. Классификация химических реакций (моно- би и тримолекулярные химические реакции)
4. Реакции первого порядка
5. Реакции второго порядка
6. Сложные реакции
7. Явление химической индукции
8. Влияние температуры на скорость химических реакций
9. Влияние катализаторов на скорость химических реакций
10. Влияние температуры на скорость биологических процессов
11. Математическое выражение скорости растворения твердых тел в жидкости Н.А.Щукарева
12. Классификация ферментов
13. Закон Фика
14. Катализ гомогенный и гетерогенный
15. Основные свойства катализаторов
16. Факторы, влияющие на катализ
17. Теории гетерогенного катализа
18. Мультиплетная теория гетерогенного катализа
19. Теория активных ансамблей
20. Электронно-химическая теория катализа
21. Каталитическая активность ферментов
22. Высокая химическая специфичность
23. Строение ферментов
24. Влияние внешних условий на каталитическую активность ферментов
25. Скорость гетерогенных химических процессов
26. Фотохимические реакции
27. Закон Гроттуса
28. Понятие о квантовом выходе фотохимической реакции
29. Фотосинтез в растениях
30. Сущность процесса фотосинтеза
31. Строение хлорофилла
32. Влияние температуры на скорость ферментативной биохимической реакции
33. Специфичность действия амилазы
34. Влияние активаторов и ингибиторов на активность амилазы слюны
35. Кинетика биохимических ферментативных реакций. Уравнение Михаэлиса-Ментен
36. Зависимость скорости реакции от температуры
37. Влияние величины поверхности раздела реагирующих веществ на скорость химической реакции в гетерогенных системах
38. Влияние температуры на смещение химического равновесия

Задачи к разделу 3

1. Как изменится скорость прямой реакции
$$N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$$

если увеличить давление в 3 раза?
2. Реакция между веществами А и В выражается уравнением
$$2A + B \rightarrow C$$
3. Начальная концентрация вещества А равна 3,2 моль/л, а вещества В—1,6 моль/л. Константа скорости реакции 0,75. Какова скорость реакции в начальный момент и по истечении некоторого времени, когда концентрация вещества А уменьшилась на 0,5 моль/л?

4. Реакция разложения перекиси водорода в водном растворе протекает как реакция первого порядка. Период полураспада при данном условии равен 15,86 мин. Определить, какое время потребуется для разложения (при заданных условиях) 99% перекиси водорода.
5. Как изменятся скорости прямой и обратной реакций. $4\text{HC1} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{пар}) + 2\text{C1}_2$ при увеличении давления в два раза и постоянной температуре?
6. Во сколько раз увеличится скорость прямой реакции $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{SO}_3$ протекающей в закрытом сосуде, если увеличить давление в пять раз без изменения температуры?
7. В закрытом сосуде находится смесь газов, состоящая из 1 моль азота и 3 моль водород а, которая реагирует по уравнению $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$
8. Во сколько раз уменьшится скорость прямой реакции после того, как прореагирует 0,65 моль азота?
9. Вычислить по правилу Вант-Гоффа, на сколько нужно повысить температуру, чтобы скорость реакции возросла в 80 раз, если температурный коэффициент скорости равен 3.
10. Вычислить по правилу Вант-Гоффа, при какой температуре реакция закончится за 25 мин, если при 20° С на это требуется 2 ч. Температурный коэффициент скорости реакции равен 3.
11. Вычислите среднюю скорость химической реакции, если через 20 с от начала реакции концентрация веществ составляла 0,05 моль/л, а через 40 с – 0,04 моль/л.
12. Во сколько раз увеличится скорость химической реакции при повышении температуры от 300 до 350 °С, если температурный коэффициент равен 2?

Вопросы к модулю для 3 курса

Вопросы к разделу 1

1. Понятие о растворах как физико-химических системах.
2. Понятие о сольватах и гидратах
3. Концентрация растворов.
4. Понятие о полярности, дипольном моменте и диэлектрической проницаемости
5. Сущность процесса растворения
6. Понятие о контракции
7. Растворимость газов в жидкостях
8. Закон Генри и его следствия
9. Уравнение Клайперона-Клаузиуса
10. Уравнение зависимости растворимости газа от присутствия электролитов (уравнение И.М. Сеченова)
11. Взаимная растворимость жидкостей
12. Растворимость твердых веществ в жидкостях
13. Характеристика природных растворов
14. Диффузия и осмос в растворах.
15. Механизм осмоса
16. Математическое выражение явления диффузии
17. Законы осмотического давления и его биологическое значение
18. Понижение давления насыщенного пара растворителя
19. Первый закон Рауля
20. Температура замерзания и кипения разбавленных растворов
21. Второй закон Рауля
22. Применение методов криоскопии и эбулиоскопии
23. Понятие о химическом равновесии.
24. Закон действующих масс.
25. Смещение химического равновесия
26. Равновесие в гетерогенных системах. Правило фаз
27. Применение з-на действующих масса «раствор-осадок».
28. Правило произведения растворимости
29. Связь константы химического равновесия с максимальной работой реакции
30. Применение закона действующих масс к слабым растворам электролитов

31. Протеолитическая теория кислот и оснований
32. Ионное произведение воды.
33. Понятие о рН, как показателе реакции среды.
34. Роль концентрации водородных ионов в биологических процессах
35. Реакция среды в растворах солей. Гидролиз
36. Буферные растворы и буферное действие.
37. Биологическое значение буферных систем
38. Индикаторы и их применение

Задачи к разделу 1

1. Температура кипения ртути под нормальным атмосферным давлением 357° С. Теплота парообразования 283,2 дж/г. Определить изменение упругости пара ртути при изменении температуры на 1° вблизи температуры кипения ртути под нормальным атмосферным давлением.
2. Давление паров воды при 97° С равно 90919,9 н/м², а при 103° С 112651,8 н/м². Определить давление паров воды при 110 С (р110)
3. При нагревании водорода и йода в замкнутом сосуде до 444°С протекает реакция:

$$\text{H}_2 + \text{I}_2 \leftrightarrow 2\text{HI}$$
4. Равновесная смесь при этой температуре содержит 5,64 моль йодистого водорода, 0,12 моль йода и 5,28 моль водорода.
5. Вычислить константу равновесия указанной реакции и исходные концентрации водорода и йода
6. Вычислить молярность 1%-ного раствора глюкозы (C₆H₁₂O₆). Плотность раствора принять равной единице.
7. Определить нормальность 30%-ной серной кислоты? Плотность этого раствора равна 1,224 г/см³.
8. Рассчитать молярные доли воды и спирта в 40%-ном растворе этилового спирта.
9. Коэффициент растворимости двуокиси углерода в воде при 0°С равен 1,713. Какое количество двуокиси углерода (г) растворится в 5 л воды при 0°С и давлении 20,26-105 н/м²?
10. При нормальном атмосферном давлении и 0° С 1 л кислорода взбалтывается в закрытом сосуде с 10 л воды. Вычислить конечное давление нерастворившегося кислорода и объем кислорода, поглощенный водой, измеренный при 0° С и давлении 101 325 к/ж². Коэффициент растворимости кислорода в воде при 0°С равен 0,0489.
11. Коэффициент абсорбции ацетилена водой при 20°С равен 1,03. Вычислить коэффициент растворимости данного газа при указанной температуре.
12. Вычислить осмотическое давление 2%-ного раствора глюкозы при 0°С. Плотность раствора принять равной единице.
13. Осмотическое давление 0,1 н. раствора ZnSO₄ при 0° С равно 1,59•10⁵ н/м². Определить кажущуюся степень диссоциации соли в данном растворе.
14. Определить концентрацию раствора глюкозы, если раствор этого вещества при 18° С изотоничен с раствором, содержащим 0,5 моль/л хлорида кальция. Кажущаяся степень диссоциации CaCl₂ в растворе при указанной температуре составляет 65,4%.
15. Вычислить давление пара 10%-ного раствора мочевины CO(NH₂)₂ при 50° С. Давление паров воды при 50° С р_{0А} = 12 320 н/м².
16. Давление пара чистого ацетона при 20° С равно 23 940 н/м². Давление пара раствора камфоры в ацетоне, содержащего 5 г камфоры на 200 г ацетона при той же температуре, равно 23 710 н/м². Определить молекулярный вес камфоры в растворе ацетона.
17. Выразить концентрацию водного раствора глицерина C₃H₈O₃ в весовых процентах, если он замерзает при —0,52° С.
18. При какой примерно температуре должен замерзать 40%-ный водный раствор этилового спирта?
19. Определить температуру кипения раствора едкого кали, содержащего в 100 г воды 14 г КОН. Кажущаяся степень диссоциации КОН в растворе равна 60%.
20. Определить растворимость карбоната цинка, если ПР_(ZnCO₃) = 9,98.10⁻⁷
21. Вычислите рН 0,2 молярного раствора HCl.
22. Вычислите рН буферного раствора содержащего одновременно 0,1 моль /л NH₄OH 0,1 моль/л NH₄Cl, если константа диссоциации NH₄OH равна 1,79•10⁻⁵ моль/л.
23. Вычислите константу гидролиза NH₄Cl (гидролизующего с образованием гидроксида аммония) . К_{NH₄OH}= 1,79•10⁻⁵ моль/л.
24. Давление паров воды при 97° С равно 90919,9 н/м², а при 103° С 112651,8 н/м². Определить давление паров воды при 110 С (р110)

25. Вычислите pH 0,2 молярного раствора HCl.
26. Вычислите pH смеси 0,03 N раствора уксусной кислоты с 0,1 N раствором ацетата натрия, если $pK_a=4,8$.
27. Вычислите pH буферного раствора содержащего одновременно 0,1 моль /л NH_4OH 0,1 моль/л NH_4Cl , если константа диссоциации NH_4OH равна $1,79 \cdot 10^{-5}$ моль/л.
28. Для обнаружения иона кальция смешали равные объемы 0,01 M растворов $CaCl_2$ и Na_2SO_4 . Выпадет ли осадок $CaSO_4$ если PP_{CaSO_4} при $25^\circ C$ равен $6,1 \cdot 10^{-5}$
29. Вычислите константу гидролиза ацетата аммония (гидролизующегося с образованием уксусной кислоты и гидроксида аммония). $K_{NH_4OH} = 1,79 \cdot 10^{-5}$ моль/л и $K_{CH_3COOH} = 1,86 \cdot 10^{-5}$ моль/л.
30. Растворимость $BaSO_4$ при $25^\circ C$ равна 0,00245 г в 1 л. Вычислите PP_{BaSO_4} .

Вопросы к разделу 2

1. Отступление от законов Вант-Гоффа в растворах электролитов.
2. Изотонический коэффициент
3. Теория электролитической диссоциации. Основные положения.
4. Сильные и слабые электролиты
5. Константа и степень диссоциации слабых электролитов
6. Основные положения теории сильных электролитов.
7. Активная концентрация и коэффициент активности
8. Ионная сила раствора
9. Электропроводность растворов
10. Удельная проводимость растворов
11. Эквивалентная электрическая проводимость растворов
12. Явление электрофоретического торможения в растворах электролитов
13. Связь эквивалентной проводимости со степенью диссоциации электролита и скоростями движения ионов
14. Закон независимости движения ионов (закон Кольрауша)
15. Определение степени диссоциации слабых электролитов и коэффициента электропроводности сильных электролитов методом электропроводности
16. Методы определения электропроводности растворов электролитов (мост Кольрауша).
17. Схема установки для измерения сопротивления растворов электролитов
18. Кондуктометрия
19. Определение растворимости малорастворимых электролитов методом электрической проводимости растворов
20. Кондуктометрический метод определения влажности
21. Определение солесодержания в воде и почвах
22. Кондуктометрическое титрование
23. Высокочастотное титрование

Задачи к разделу 2

1. Рассчитайте активность сульфат-иона в растворе, полученном при смешивании 40 мл 0,4 моль/л раствора натрия сульфата и 60 мл 0,2 моль/л раствора калия хлорида
2. Вычислите степень диссоциации и концентрацию ионов $[OH^-]$ и $[NH_4^+]$ в 0,1 растворе NH_4Cl .
3. Вычислите активную концентрацию 0,03 M раствора $CaSO_4$
4. Вычислите активную концентрацию ионов в растворе содержащем одновременно 0,01 M $BaCl_2$ и 0,1 M $NaNO_3$.
5. Вычислите концентрацию ионов H^+ pH в 0,01 M раствора $NaOH$
6. Найти концентрацию ионов H^+ в 0,1 M растворе H_2S
7. Сколько граммов меди выделится на катоде при пропускании тока 4 ампер через раствор медного купороса в течение 18 мин?
8. Ток, проходя через раствор кислоты, выделяет за 6 мин 120 см^3 водорода, измеренных при $17^\circ C$ под давлением 98910 н/м^2 . Вычислить силу тока.
9. При рафинировании меди ток 50 ампер выделяет за 4 ч 224 г меди. Рассчитать выход по току.
10. При электролизе раствора хлорида натрия было получено 400 см^3 раствора, содержащего 18,00 г $NaOH$. За то же время в кулонометре выделилось 20,20 г меди из раствора сульфата меди. Вычислить выход по току.

11. Ток 0,2 ампер выделяет за 50 мин из навески сплава 1,8356 г на катоде медь, а на аноде свинец в виде PbO_2 . Определить содержание меди и свинца в сплаве (вес. %).
12. При кулонометрическом титровании 25 см³ раствора бихромата калия электролитически генерируемым железом (II) на восстановление ионов $Cr_2O_7^{2-}$ понадобилось 20 мин при силе тока 0,25 ампер. Определить нормальность исследуемого раствора бихромата калия.
13. Вычислить катодную плотность тока на сетчатом цилиндрическом электроде высотой 5 см и диаметром 3 см при силе тока 0,4 а.
14. Вычислить потенциал медного электрода в растворе, содержащем 1,6 г $CuSO_4$ в 200 см³ раствора при 25° С. Кажущаяся степень диссоциации соли в растворе равна 40%.
15. Сопротивление 0,01 н. раствора KCl в сосуде для измерения электропроводности при 18° С равно 408 ом. Если этот же сосуд заполнить дистиллированной водой и включить сопротивление 50 000 ом, то отсчет по мостику, соответствующий сопротивлению сосуда, составит 71,43 см. Вычислить удельную электропроводность воды.
16. При 18°С удельная электропроводность 5%-ного раствора $Mg(NO_3)_2$ равна $4,38 \cdot 10^{-2}$ ом⁻¹•см⁻¹. Плотность его 1,038 г/см³. Вычислить кажущуюся степень диссоциации $Mg(NO_3)_2$ в указанном растворе.
17. Удельная электропроводность 0,0109 н. раствора NH_4OH при 18° С $1,02 \cdot 10^{-4}$ ом⁻¹•см⁻¹ а 0,0219 н. раствора $1,5X \cdot 10^{-4}$ ом⁻¹•см⁻¹. Вычислить для указанных растворов степень диссоциации NH_4OH и концентрации гидроксильных ионов. Проверить, насколько точно растворы NH_4OH следуют закону разбавления.
18. Вычислить λ , для уксусной кислоты, если λ для HCl , KCl и CH_3COOK соответственно равны 380, 130 и 100 ом⁻¹•см².
19. При 18° С удельная электропроводность насыщенного раствора иодида серебра равна $4,144 \cdot 10^{-8}$ ом⁻¹•см⁻¹, удельная электропроводность воды, определенная в этих же условиях $4,00 \cdot 10^{-8}$ ом⁻¹•см⁻¹. Вычислить концентрацию AgI (моль/л) в насыщенном растворе (растворимость). Подвижности ионов Ag^+ и соответственно равны 53,5 и 66,5 ом⁻¹•г-экв⁻¹•см².
20. При кондуктометрическом титровании 25 мл соляной кислоты 1 н. раствором едкого кали были получены следующие результаты:
- | | | | | | | | |
|---|---------|-----|------|------|------|------|-------|
| Объем 1 н. раствора | КОН, мл | 3,2 | 6,0 | 9,2 | 15,6 | 20,0 | 23,5 |
| Удельная электропроводность, ом ⁻¹ •см ⁻¹ | | 3,2 | 2,56 | 1,86 | 1,64 | 2,38 | 2,96. |
- Определить нормальность соляной кислоты.

Вопросы к разделу 3

1. Электродный потенциал.
2. Уравнение Нернста
3. Гальванические элементы и их электродвижущая сила
4. Диффузионный потенциал
5. Биологическое значение диффузионных и мембранных потенциалов
6. Концентрационные цепи
7. Общее понятие о электродах сравнения
8. Водородный электрод
9. Процессы протекающие на поверхности водородного электрода
10. Каломельный электрод
11. Принцип работы каломельного электрода
12. Характеристика хлорсеребряного электрода
13. Принцип действия хлорсеребряного электрода
14. Общая характеристика индикаторного электрода
15. Хингидронный электрод
16. Принцип действия хингидронного электрода
17. Характеристика стеклянного электрода
18. Принцип действия стеклянного электрода
19. Методы измерения электродвижущих сил
20. Принцип действия нормального кадмиевого элемента
21. Схема установки для определения ЭДС
22. Общая характеристика электрометрических (потенциометрических) методов определения рН
23. Водородная цепь определения рН

24. Каломельно-водородная цепь определения рН
25. Хингидронного-каломельная цепь определения рН
26. Двойная хингидроная цепь определения рН
27. Каломельно-стеклянная цепь определения рН
28. Окислительно-восстановительные потенциалы
29. Химические процессы и основные законы электролиза
30. Поляризация. Полярографический анализ

Задачи к разделу 3

1. На потенциометрическом мостике при 18° С отсчет для нормального элемента Вестона был равен 52,80 см, а для гальванического элемента, состоящего из исследуемого электрода и нормального водородного электрода, — 22,35 см. Вычислить потенциал исследуемого электрода.

2. Вычислить при 18° С э. д. с. концентрационного элемента, состоящего из серебряных электродов, погруженных в 0,1 н. и 0,01 н. растворы нитрата серебра. При этой температуре эквивалентная электропроводность 0,1 н. раствора равна 94,3 ом⁻¹•см⁻², а 0,01 н. раствора AgNO₃ — 107,8 ом⁻¹•см⁻².

3. При 18° С отсчет на потенциометрическом мостике при включении элемента Вестона был равен 73,7 см, а для элемента, состоящего из нормального каломельного электрода и водородного, опущенного в исследуемый раствор, равен 30,2 см. Вычислить водородный показатель раствора.

4. Вычислить PrAgI при 25° С, если потенциал серебряного электрода, погруженного в насыщенный раствор иодида серебра, равен 332 мв относительно водородного электрода.

5. При 18° С отсчет на потенциометрическом мостике при включении элемента Вестона был равен 73,7 см, а для элемента, состоящего из нормального каломельного электрода и водородного, опущенного в исследуемый раствор, равен 30,2 см. Вычислить водородный показатель раствора.

6. Вычислить pR_{AgI} при 25° С, если потенциал серебряного электрода, погруженного в насыщенный раствор иодида серебра, равен 332 мв относительно водородного электрода.

7. Раствор нитрата серебра потенциометрически титруют 0,5 н. раствором NaCl. Определить содержание AgNO₃ (мг) в титруемом растворе.

3.3 Тестовые задания для диагностической работы.

1. Закрытая система – это система, которая:

- а) обменивается с окружающей средой только веществом;
- б) обменивается с окружающей средой только энергией;**
- в) обменивается с окружающей средой веществом и энергией;
- г) не обменивается с окружающей средой ни энергией, ни веществом.

2. Если система не обменивается с окружающей средой ни веществом, ни энергией, то она называется:

- а) открытой; б) закрытой; **в) изолированной;** г) гетерогенной.

3. К гомогенной системе относится:

- а) взвесь песок в воде;
- б) осадок сульфата бария в контакте с водой;
- в) смесь азота и кислорода при 0°С;**
- г) смесь воды и льда при 0°С

4. К интенсивным параметрам относится:

- а) объем; б) внутренняя энергия; **в) температура;** г) энтальпия

5. К экстенсивным параметрам относится:

- а) энтальпия;** б) температура; в) давление; г) плотность

6. К функциям состояния относится:

- а) теплота; б) работа; **в) энтропия;** г) теплоемкость

7. К функциям, значение которых зависит от пути протекания процесса, относится:

- а) работа, совершаемая системой;** в) изменение внутренней энергии;
- б) изменение энергии Гиббса; г) изменение энтальпии

8. Процесс, в котором рассматриваемая система не обменивается теплотой с окружающей средой, но может быть связана с ней работой, называется:

- а) обратимым; б) вынужденным; **в) адиабатическим**; г) круговым
9. Укажите правильное математическое выражение первого закона термодинамики:
а) $\Delta U = Q + P\Delta V$; **б) $Q = \Delta U + P\Delta V$** ; в) $P\Delta V = Q + \Delta U$; г) $Q = \Delta U - P\Delta V$
10. Укажите математическое выражение первого закона термодинамики для изохорных процессов:
а) $Q = A$; б) $Q = \Delta H$; **в) $Q = \Delta U$** ; г) $A = -\Delta U$.
11. Укажите вид процесса, при котором энергия, сообщенная системе в форме теплоты, равна изменению энтальпии системы:
а) изотермический; б) изохорный; **в) изобарный**; г) адиабатный.
12. Укажите неравенство, которое характеризует эндотермическую реакцию:
а) $\Delta H > 0$; б) $\Delta S > 0$; в) $\Delta G > 0$; г) $\Delta G < 0$.
13. Тепловой эффект химической реакции, протекающей в изохорно-изотермических или изобарно-изотермических условиях, не зависит от:
а) природы реагирующих веществ;
б) количества реагирующих веществ;
в) агрегатного состояния исходных веществ и продуктов реакции;
г) способа превращения исходных веществ в продукты реакции.
14. Определить стандартную энтальпию образования $\text{CO}_2(\text{г})$, если при сгорании 0,1 моля графита до углекислого газа ΔH реакции равна минус 39,35 кДж:
а) $-393,5$ кДж/моль; б) $+393,5$ кДж/моль; в) $-3,935$ кДж/моль; г) $+39,35$ кДж/моль
15. Эндотермическую реакцию характеризует выражение:
1. $\Delta H = -100$ кДж; б) $\Delta U = -50$ кДж; в) $\Delta U = 0$; **г) $\Delta H = +120$ кДж**
16. Стандартная энтальпия образования не равна нулю для:
1. $\text{H}_2(\text{г})$; б) $\text{Fe}(\text{тв})$; в) $\text{Br}_2(\text{ж})$; **г) $\text{CO}_2(\text{г})$**
17. Тепловой эффект реакции является теплотой нейтрализации сильной кислоты и сильного основания в случае:
1. $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} + Q_1$,
2. $2\text{HCl} + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{BaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + Q_2$,
3. $\text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\text{O} + Q_3$,
4. **$\text{HNO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O} + Q_4$**
18. Укажите уравнение реакции, тепловой эффект которой является теплотой образования вещества:
1. $\text{CaO}(\text{тв}) + \text{CO}_2(\text{г}) = \text{CaCO}_3(\text{тв})$,
2. $\text{H}_2(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г}) = 2\text{HCl}(\text{г})$,
3. **$\frac{1}{2} \text{H}_2(\text{г}) + \frac{1}{2} \text{Cl}_2(\text{г}) = \text{HCl}(\text{г})$** ,
4. $3\text{C}_2\text{H}_2 = \text{C}_6\text{H}_6$
19. Укажите формулу, связывающую изобарную и изохорные молярные теплоемкости идеального газа:
а) $C_V = C_P + R$; б) $C_V = C_P$; **в) $C_P = C_V + R$** ; г) $C_V + C_P + R = 0$
20. Коэффициент полезного действия машины не зависит от:
а) температуры источника теплоты;
б) температуры теплоприемника;
в) природы рабочего тела;
г) разности температур теплоотдатчика и теплоприемника
21. Укажите формулу, которая соответствует математическому выражению второго закона термодинамики для обратимых процессов:
а) $Q = \Delta U + \Delta V$; б) $\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3$; **в) $\Delta S = Q/T$** ; г) $\Delta S > Q/T$
22. Энтропия характеризует:
а) ту часть энергии, которая превращается в работу;
б) меру неупорядоченности в системе;
г) тепловой эффект химической реакции;
д) кинетическую и потенциальную энергии системы в целом
23. Если в изолированной системе протекают самопроизвольные процессы, то энтропия системы:
а) уменьшается;
б) сначала увеличивается, а затем уменьшается;
в) увеличивается;
г) не изменяется.

24. В изолированной системе процесс протекает самопроизвольно если:
 а) $\Delta S < 0$; **б) $\Delta S > 0$** ; в) $\Delta S = 0$; г) $\Delta S \leq 0$
25. Не производя вычислений, укажите процесс, при протекании которого энтропия системы возрастает:
 а) $\text{H}_2\text{O}(\text{г}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{ж})$;
 б) $\text{H}_2(\text{г}) + 0,5\text{O}_2(\text{г}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{г})$;
 в) $2\text{SO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightarrow 2\text{SO}_3(\text{г})$;
г) $2\text{KClO}_3(\text{тв}) \rightarrow 2\text{KCl}(\text{тв}) + 3\text{O}_2(\text{г})$
26. Укажите правильное выражение:
 а) $S(\text{г}) - S(\text{ж}) < 0$; б) $S(\text{тв}) - S(\text{ж}) > 0$; в) $S(\text{г}) - S(\text{тв}) < 0$; **г) $S(\text{г}) - S(\text{ж}) > 0$** .
27. При протекании реакции $2\text{NO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightarrow 2\text{NO}_2(\text{г})$ энтропия:
 а) увеличивается; в) не изменяется;
б) уменьшается; г) сохраняет максимальное значение
28. Определите стандартное изменение энтропии реакции $\text{A}(\text{г}) \rightarrow 2\text{B}(\text{тв})$, если стандартные энтропии веществ $\text{A}(\text{г})$ и $\text{B}(\text{тв})$ соответственно равны 200,0 и 30,0 Дж/моль·К:
 а) -170 Дж/К; б) +140 Дж/К; в) +170 Дж/К; **г) -140 Дж/К**
29. Укажите правильную запись уравнения Больцмана:
а) $S = k \ln W$; б) $S = N_A \ln W$; в) $S = R \ln W$; г) $W = k \ln S$
30. Критерий принципиальной невозможности самопроизвольного протекания изобарно-изотермического процесса в прямом направлении – неравенство:
 а) $\Delta H > 0$; б) $\Delta S < 0$; в) $\Delta G < 0$; **г) $\Delta G > 0$** .
31. В каком из следующих случаев химическая реакция может протекать самопроизвольно при любой температуре:
 а) $\Delta H > 0$; $\Delta S > 0$; **б) $\Delta H < 0$; $\Delta S > 0$** ; в) $\Delta H > 0$; $\Delta S < 0$; г) $\Delta H < 0$; $\Delta S < 0$
32. Какой закон термодинамики гласит, что энтропия совершенного кристалла при $T=0$ К равна нулю:
 а) нулевой; б) первый; **в) третий;** г) второй
33. Укажите формулу, связывающую энергию Гиббса (G) с энтальпией и энтропией системы:
 а) $G = TS - H$; **б) $G = H - TS$** ; в) $G = TS + H$; г) $G = S + H$
34. Химическое равновесие в реакционной системе достигается при условии, когда:
 а) $\Delta H = 0$; б) $\Delta G < 0$; **в) $\Delta G = 0$** ; г) $\Delta G > 0$.
35. Изменение энергии Гельмгольца (ΔF) можно рассчитать по формуле:
 а) $\Delta F = \Delta H - T\Delta S$; **б) $\Delta F = \Delta U - T\Delta S$** ; в) $\Delta F = \Delta S - T\Delta U$; г) $\Delta F = \Delta U + T\Delta S$
36. Самопроизвольное протекание реакции в прямом направлении невозможно в случае:
а) $\Delta H > 0$, $\Delta S < 0$; б) $\Delta H = 0$, $\Delta S > 0$; в) $\Delta H < 0$, $\Delta S = 0$; г) $\Delta H < 0$, $\Delta S > 0$
37. Вероятность протекания процесса в прямом направлении будет наибольшей при численном значении ΔG^0 реакции:
 1. +100 кДж; б) -100 кДж; **в) -300 кДж;** г) 10 кДж
38. Состояние термодинамического равновесия характеризует выражение:
а) $H = T\Delta S$; б) $\Delta H < 0$, $\Delta S = 0$; в) $\Delta G < 0$; г) $\Delta G > 0$
39. Для экзотермического самопроизвольного процесса растворения NaOH в воде ΔH^0 и ΔG^0 имеют значения:
а) $H < 0$, $\Delta G < 0$; б) $\Delta H > 0$, $\Delta G < 0$; в) $\Delta H < 0$, $\Delta G > 0$; г) $\Delta H > 0$, $\Delta G > 0$
40. Определите направление протекания реакции $\text{A}(\text{г}) + \text{B}(\text{г}) = \text{D}(\text{г})$, если для этой реакции $\Delta H^0 = 0$, $\Delta S^0 = +150$ Дж/моль·К:
 а) обратное направление;
б) прямое направление;
 в) состояние термодинамического равновесия;
 г) если $\Delta H^0 = 0$, то определить направление реакции нельзя
41. Определите направление реакции $2\text{KClO}_3(\text{тв}) = 2\text{KCl}(\text{тв}) + 3\text{O}_2(\text{г})$, если для этой реакции $\Delta H^0 = -98$ кДж/моль, $\Delta S^0 = 495$ Дж/моль·К:
 а) $\Delta G^0 > 0$, поэтому реакция протекает в обратном направлении;
 б) $\Delta G^0 = 0$, поэтому будет состояние термодинамического равновесия;
в) $\Delta G^0 < 0$, поэтому реакция протекает в прямом направлении;
 г) определить направление протекания реакции невозможно

42. В каком направлении при стандартных условиях возможно протекание реакции $2\text{SO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightarrow 2\text{SO}_3(\text{г})$, если стандартные энергии Гиббса образования $\text{SO}_2(\text{г})$ и $\text{SO}_3(\text{г})$ соответственно равны минус 300 и минус 370 кДж/моль:
- а) обратное направление; **в) прямое направление;**
 б) наступило состояние равновесия; г) $\Delta G^0 > 0$, поэтому данная реакция не возможна
43. Определите изменение энергии Гиббса реакции $2\text{A}(\text{г}) \rightarrow \text{B}(\text{г})$ и направление этой реакции при 298 К, если стандартные энергии Гиббса образования вещества А и В соответственно равны минус 100 и минус 220 кДж/моль:
- а) +20 кДж/моль, прямое направление;
 б) – 120 кДж/моль, прямое направление;
в) – 20 кДж/моль, прямое направление;
 г) – 20 кДж/моль, обратное направление
44. Среди перечисленных ниже условий укажите условие, характеризующее состояние химического равновесия:
- а) полное израсходование одного из исходных веществ;
 б) максимальное значение энергии Гиббса;
в) равенство скоростей прямой и обратной реакций;
 г) увеличение концентрации продукта реакции с течением времени
45. Численное значение константы химического равновесия характеризует:
- а) состав равновесной смеси веществ и выход продукта обратимой реакции;**
 б) скорость реакции при наступлении равновесия;
 в) скорость разложения исходных веществ;
 г) скорость реакции при концентрации реагирующих веществ равных 1 моль/л.
46. Если константа химического равновесия намного больше единицы (например, $K=2 \cdot 10^3$) то можно сказать, что:
- а) равновесие обратимой реакции сильно смещено в сторону исходных веществ;
 б) выход продуктов обратимой реакции мал;
 в) константа скорости обратной реакции намного больше константы скорости прямой реакции;
г) равновесие обратимой реакции сильно смещено вправо и выход продуктов реакции большой
47. Действие какого фактора никогда не вызывает смещение химического равновесия любой обратимой реакции:
- а) изменение температуры;
 б) изменение давления;
 в) изменение концентрации исходного вещества;
г) введение в систему катализатора
48. Укажите выражение, которое дает правильное соотношение между константами равновесия K_p и K_c :
- а) $K_p = K_c \cdot (RT)^{\Delta n}$; б) $K_p \cdot K_c = (RT)^{\Delta n}$; в) $K_p = K_c RT$; г) $K_p = K_c^{\Delta n} \cdot RT$**
49. Рассчитайте константу равновесия реакции $\text{N}_2\text{O}_4(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{NO}_2(\text{г})$, если при наступлении равновесия концентрации NO_2 и N_2O_4 соответственно равны 0,2 моль/л и 0,01 моль/л:
- а) 20,0; **б) 4;** в) 0,05; г) 0,25
- $$\frac{d \ln K_p}{dT} = \frac{\Delta H}{RT^2}$$
50. Используя уравнение изобары химической реакции укажите зависимость K_p от температуры, если ΔH обратимой реакции больше нуля:
- а) с увеличением температуры значение K_p уменьшается;
б) с увеличением температуры значение K_p увеличивается
 в) с уменьшением температуры значение K_p увеличивается;
 г) константа равновесия K_p от температуры не зависит
- Термодинамика растворов и фазовых равновесий**
51. Главным признаком термодинамической устойчивости растворов является:
- а) постоянство состава;
 б) невысокая концентрация;
в) гомогенность;
 г) отсутствие взаимодействия между растворителем и растворенным веществом
52. Коэффициент активности это величина равная:

- а) отношению концентрации раствора к активности;
- б) произведению концентрации раствора на активность;
- в) отношению активности к концентрации раствора;**
- г) разнице между концентрацией раствора и активностью

53. Коэффициент активности показывает:

а) меру отклонения свойств реального раствора от свойств идеального раствора;

- б) степень взаимодействия между молекулами растворителя;
- в) степень взаимодействия между молекулами растворенного вещества;
- г) отношение числа продиссоциировавших молекул к их общему числу

54. Коллигативные свойства – это свойства растворов электролитов, которые зависят

только от:

- а) природы растворенного вещества;
- б) концентрации растворенного вещества;**
- в) гомогенности раствора;
- г) природы растворителя

55. Укажите формулу, отражающую суть первого закона Рауля:

- а) $P_i^0 = P_i X_i$; б) $P_i = \frac{P_i^0}{X_i}$; в) $P_i = P_i^0 X_i$; г) $P_i = \frac{X_i}{P_i^0}$

56. Формула общего давления насыщенного пара над двухкомпонентным идеальным раствором имеет вид:

- а) $P = P_1^0 \cdot N_2 + P_2^0 \cdot N_1$;
- б) $P = P_1^0 \cdot N_1 + P_2^0 \cdot N_2$;**
- в) $P = P_1^0 \cdot N_1 - P_2^0 \cdot N_2$;
- г) $P > P_1^0 \cdot N_2 + P_2^0 \cdot N_1$

57. Для идеального бинарного раствора при постоянной температуре справедливы утверждения:

- а) $P = P_1^0 \cdot N_1$; $\Delta V_{\text{СМЕШЕНИЯ}} = 0$; $\Delta S_{\text{СМЕШЕНИЯ}} = 0$; $\Delta G_{\text{СМЕШЕНИЯ}} = 0$; $\Delta H_{\text{СМЕШЕНИЯ}} = 0$;
- б) ; $\Delta V_{\text{СМЕШЕНИЯ}} = 0$; $\Delta S_{\text{СМЕШЕНИЯ}} < 0$; $\Delta G_{\text{СМЕШЕНИЯ}} > 0$; $\Delta H_{\text{СМЕШЕНИЯ}} = 0$;
- в) ; $\Delta V_{\text{СМЕШЕНИЯ}} = 0$; $\Delta S_{\text{СМЕШЕНИЯ}} > 0$; $\Delta G_{\text{СМЕШЕНИЯ}} < 0$; $\Delta H_{\text{СМЕШЕНИЯ}} = 0$;**
- г) ; $\Delta V_{\text{СМЕШЕНИЯ}} > 0$; $\Delta S_{\text{СМЕШЕНИЯ}} > 0$; $\Delta G_{\text{СМЕШЕНИЯ}} < 0$; $\Delta H_{\text{СМЕШЕНИЯ}} < 0$

58. Если к жидкости, содержащей 20% воды добавить некоторое количество уксусной кислоты, то состав пара над этой жидкостью изменится следующим образом:

- а) в паре увеличится относительное содержание уксусной кислоты;**
- б) в паре понизится относительное содержание уксусной кислоты;
- в) в паре увеличится относительное содержание воды;
- г) состав пара не изменится

59. Давление насыщенного пара H_2O при 50°C равно 12 334 Па. Давление пара раствора, содержащего 0,01 моль нелетучего вещества в 180 г H_2O равно (ответ дать с точностью до целого):

- а) 12 322;** б) 12 234; в) 12 331; г) 12 034

60. Идеальными при любых концентрациях являются растворы, компоненты которых:

- а) близки по физическим и химическим свойствам и образование которых не сопровождается объёмными и тепловыми эффектами;**
- б) близки по физическим и химическим свойствам и образование которых сопровождается объёмными и тепловыми эффектами;
- в) различны по физическим и химическим свойствам и образование которых не сопровождается объёмными и тепловыми эффектами;
- г) различны по физическим и химическим свойствам и образование которых сопровождается объёмными и тепловыми эффектами

61. Укажите формулу, отражающую математическую запись второго закона Рауля:

- а) $T_{\text{зам}} = Km$; б) $\Delta T_{\text{зам}} = K\Delta m$; в) $\Delta T_{\text{зам}} = Km$; г) $\Delta T_{\text{зам}} = Em$

62. Величина эбулиоскопической и криоскопической постоянных определяется свойствами:

- а) раствора; **б) растворителя;** в) растворенного вещества; г) правильного ответа нет

63. Если 2% водный раствор неэлектролита кипит при $100,16\text{ }^{\circ}\text{C}$ ($E = 0,52$), то молекулярная масса растворенного вещества равна:
а) 65,0; б) 100,3; **в) 66,3**; г) 50,7
64. Раствор, содержащий 50 г глюкозы $\text{C}_{10}\text{H}_{12}\text{O}_6$ в 450 г воды ($K=1,86$), замерзает при температуре:
а) **274К**; 2. 273К; 3. 272К; 4. 262К
65. Раствор содержал 3,04 г камфоры $\text{C}_{10}\text{H}_{16}\text{O}$ в 100 г бензола и кипел при $80,714^{\circ}\text{C}$. Температура кипения чистого бензола $80,2^{\circ}\text{C}$. Эбулиоскопическая постоянная бензола равна:
а) 2,31; **б) 2,57**; в) 2,42; г) 2,54
66. Односторонняя диффузия определенного сорта частиц в раствор через полупроницаемую перегородку называется:
а) тургор; **б) осмос**; в) гидролиз; г) кристаллизация
67. Укажите правильное выражение для расчета осмотического давления разбавленного раствора неэлектролита:
а) $\pi = CRT$; б) $\pi = CNT$; в) $\pi = RT$; г) $\pi = CT$
68. При 300К осмотическое давление 200 мл раствора, содержащего 7,2 г глюкозы равно:
а) $4,298 \cdot 10^5$ Па; 2. $3,458 \cdot 10^5$ Па; **3. $2,494 \cdot 10^5$ Па**; 4. $4,986 \cdot 10^5$ Па
69. Вещества, распадающиеся в растворах на положительно и отрицательно заряженные ионы, называются:
а) катиониты; б) аниониты; **в) электролиты**; г) амфолиты.
70. Величина степени диссоциации зависит от:
а) природы растворителя и растворенного вещества;
б) концентрации раствора;
в) температуры;
г) всех перечисленных факторов
71. Степень диссоциации слабого основания в растворе:
а) не зависит от природы слабого основания и растворителя;
б) уменьшится при увеличении температуры;
в) уменьшится при увеличении концентрации основания;
г) увеличится при добавлении в раствор гидроксида натрия.
72. Степень диссоциации синильной кислоты ($K = 7 \cdot 10^{-10}$) в растворе с концентрацией 0,05 моль/л равна:
а) 0,0108%; б) 0,0118 %; в) 1,1800%; г) 0,1800%.
73. При степени диссоциации 21% из каждых 200 внесенных в раствор молекул на ионы распадается:
а) 21; **б) 42**; в) 79; г) 179.
74. При диссоциации одной молекулы какого электролита образуются три различных по составу иона:
а) KOH; **б) NaHCO₃**; в) Al₂(SO₄)₃; г) H₃PO₄.
75. Отметьте формулу сильного электролита в водном растворе:
а) CH₃COOH; б) NH₄OH; **в) K₂SO₄**; г) C₂H₅OH
76. Укажите суммарное количество (моль) ионов H⁺ и F⁻ в растворе HF, если $\alpha=8\%$, а общее количество растворенных молекул составляет 0,1 моль:
а) 0,008; б) 0,100; **в) 0,016**; г) 0,080.
77. При полной диссоциации 0,1 моль Ba(OH)₂ общее количество (моль) ионов Ba²⁺ и OH⁻ в растворе равно:
а) 0,1; б) 0,2; **в) 0,3**; г) 0,4
78. Определите, какое количество CaCl₂ (моль) было растворено, если при полной диссоциации общее количество ионов Ca²⁺ и Cl⁻ в растворе составляет 0,6 моль:
а) 0,6; б) 0,3; **в) 0,2**; г) 0,4
79. На каждые 20 распавшихся молекул HX приходится 140 не распавшихся. Степень электролитической диссоциации HX равна (%):
а) 14,3; **б) 12,5**; в) 20,0; г) 10,0
80. Уравнение, которое наглядно показывает связь между концентрацией слабого электролита и степенью его диссоциации и дает возможность вычислять степень диссоциации при различных концентрациях электролита, если известна его константа диссоциации:
а) $K \sim \alpha^2 C$; б) $\alpha \sim KC^2$; в) $K \sim \alpha^2(1-\alpha)$; г) $K \sim \alpha^2 + C$

81. Кажущаяся степень диссоциации (%) раствора хлорида натрия ($M=58,5$ г/моль), замеряющего при минус $0,617^{\circ}\text{C}$ и содержащего в 200 г воды 2,5 г соли (криоскопическая константа воды 1,86) равна (ответ дать с точность до целого):
 а) **55%**; б) 5%; в) 35%; г) 45%
82. Ионная сила раствора Na_2SO_4 с концентрацией 0,02 моль/л равна:
 а) 0,12; б) **0,06**; в) 0,08; г) 0,10
83. Ионная сила раствора $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ с концентрацией 0,02 моль/л равна:
 а) **0,3**; б) 0,15; в) 0,35; г) 0,45
84. Удельная электрическая проводимость растворов сильных электролитов при уменьшении их концентрации:
 а) возрастает, достигая максимального значения, затем не изменяется;
 б) **возрастает, достигая максимума, затем уменьшается**;
 в) уменьшается, достигая минимума, затем увеличивается;
 г) не изменяется
85. Эквивалентная электрическая проводимость растворов сильных электролитов при уменьшении их концентрации:
 а) **возрастает, достигая максимального значения, затем не изменяется**;
 б) возрастает, достигая максимума, затем уменьшается;
 в) уменьшается, достигая минимума, затем увеличивается;
 г) не изменяется
86. Эквивалентная электрическая проводимость исследуемого раствора уксусной кислоты равна $4,815 \text{ См} \cdot \text{м}^2 \cdot \text{кг} \cdot \text{экв}^{-1}$. Эквивалентная электрическая проводимость раствора уксусной кислоты при бесконечном разведении $39,060 \text{ См} \cdot \text{м}^2 \cdot \text{кг} \cdot \text{экв}^{-1}$. Степень диссоциации (%) исследуемого раствора равна (ответ дать с точностью до целых):
 а) 13%; б) 1%; в) **12%**; г) 10%
87. Единицами измерения удельной и эквивалентной электрической проводимости являются соответственно:
 а) $\text{Ом} \cdot \text{м}^{-1}$ и $\text{Ом} \cdot \text{м}^2 \cdot \text{моль}^{-1}$; в) **$\text{См} \cdot \text{м}^{-1}$ и $\text{См} \cdot \text{м}^2 \cdot \text{моль}^{-1}$** ;
 б) $\text{См} \cdot \text{м}$ и $\text{См} \cdot \text{м}^2 \cdot \text{моль}^{-1}$; г) $\text{См}^{-1} \cdot \text{м}$ и $\text{См}^{-1} \cdot \text{м}^2 \cdot \text{моль}$
88. Удельная и эквивалентная электропроводность связаны между собой в единицах СИ соотношением:
 а) $\lambda = 1000 \frac{\chi}{C}$; б) $\lambda = 1000 \frac{C}{\chi}$; в) $\lambda = 1000 \cdot C \cdot \chi$; г) $\lambda = \frac{C}{\chi}$.
89. В бесконечно разбавленном растворе слабого электролита:
 а) $\lambda \rightarrow 1$; $\alpha \rightarrow 1$; б) $\lambda \rightarrow 1$; $\alpha \rightarrow 0$; в) $\lambda \rightarrow \lambda \infty$; $\alpha \rightarrow 0$; г) **$\alpha \rightarrow 1$; $\lambda \rightarrow \lambda \infty$**
90. Числом переноса называется величина, характеризующая:
 а) долю общего электричества, переносимую ионами данного вида;
 б) долю участия катионов и анионов в переносе электричества;
 в) долю тока, переносимую данным ионом;
 г) **правильными являются все ответы**
91. Метод прямой кондуктометрии основан на измерении:
 а) электродного потенциала; в) плотности тока;
 б) **электропроводности**; г) потенциала полуволны
92. Укажите формулу, выражающую закон Кольрауша о независимом движении ионов:
 а) $\lambda^0 = \lambda_+^0 + \lambda_-^0$; б) $\alpha = \frac{i-1}{n-1}$; в) $\lg f_i = -Az_i^2 \sqrt{I}$; г) $\lambda = \frac{1000\chi}{C}$
93. Фазой называется:
 а) система в определенном агрегатном состоянии;
 б) гетерогенная система;
 в) равновесная система;
 г) **гомогенная часть гетерогенной системы**
94. Числом термодинамических степеней свободы называют:
 а) **число независимых термодинамических параметров, которые можно произвольно менять в некоторых пределах без изменения числа фаз**;
 б) число термодинамических параметров, которые можно произвольно менять в некоторых пределах для изменения числа фаз;

- в) наименьшее число индивидуальных веществ в системе, достаточное для образования всех фаз данной системы;
- г) разность между числом компонентов и числом фаз системы
95. Классическое математическое выражение правила фаз Гиббса имеет вид:
а) $C = K - \Phi + m$; б) $C = \Phi - K + m$; в) $C = K + \Phi - m$; г) $C = K + \Phi + m$
96. Число степеней свободы в однокомпонентной системе, на которую влияет только температура и давление в области одной фазы, на границе двух фаз и в тройной точке соответственно равно:
 а) 1, 0 и 2; б) 2, 0 и 1; **в) 2, 1 и 0**; г) 2, 1 и 0
97. Уравнение, выражающее зависимость между молярной теплотой фазового перехода, давлением, температурой и изменением молярного объема вещества (уравнение Клапейрона–Клаузиуса) имеет вид:
а) $dP/dT = \Delta H/T\Delta V$; б) $dP/dT = T\Delta H/\Delta V$; в) $dT/dP = \Delta H/T\Delta V$; г) $dP/dT = T\Delta V/\Delta H$
98. Сущность физико-химического анализа состоит:
 а) в изучении зависимости какого-либо свойства системы от температуры;
 б) в изучении превращений в равновесных системах посредством физических методов;
в) в изучении зависимости свойств многокомпонентных систем и условий их существования от состава;
 г) в изучении химических реакций в системе посредством физических методов
99. Число степеней свободы для системы Cd–Bi в эвтектической точке равно:
 а) 1; **б) 0**; в) 2; г) 3
100. Процесс извлечения растворенного вещества из раствора с помощью другого растворителя носит название:
а) экстракции; б) флотации; в) адсорбции; г) абсорбции