

Ульяновский государственный университет  
Экологический факультет

Физическая химия

Методические указания  
для выполнения самостоятельной работы студентов бакалавров  
направления подготовки 04.03.01 Химия

Ульяновск, 2021

**Рекомендовано к введению в образовательный процесс решением Ученого совета Института медицины, экологии и физической культуры Протокол № 9/209 от 15.05.2019 г**

Рецензент – к.х.н., доцент кафедры химии УлГПУ Кафиятуллина А.Г.

Физическая химия: для выполнения самостоятельной работы студентов бакалавров направления подготовки 04.03.01 Химия / З.В. Подольская – Ульяновск: УлГУ, 2021. – 28 с.

Методическое пособие по дисциплине «Физическая химия» предназначено в помощь студентам, обучающимся по направлению подготовки бакалавров 04.03.01 Химия для самостоятельного изучения отдельных разделов курса. Методические указания включают в себя требования к результатам освоения дисциплины, тематический план дисциплины, список рекомендуемой литературы, контрольные вопросы к экзамену.

© Ульяновский государственный университет, 2021

## СОДЕРЖАНИЕ

1. ЦЕЛЬ И ЗАДАЧИ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ
2. МЕСТО ДИСЦИПЛИНЫ В СТРУКТУРЕ ОПОП
3. ПЕРЕЧЕНЬ ПЛАНИРУЕМЫХ РЕЗУЛЬТАТОВ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ
4. СПИСОК РЕКОМЕНДУЕМОЙ ЛИТЕРАТУРЫ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ СТУДЕНТОВ
5. РАЗДЕЛЫ ДИСЦИПЛИНЫ И ВИДЫ УЧЕБНЫХ ЗАНЯТИЯ
6. ТЕМАТИЧЕСКИЙ ПЛАН ДИСЦИПЛИНЫ
7. ВОПРОСЫ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ ПОДГОТОВКИ ПО ТЕМАМ КУРСА
8. КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ ПО ДИСЦИПЛИНЕ

## 1. ЦЕЛИ И ЗАДАЧИ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ

Целью освоения дисциплины «Физическая химия» является формирование системных знаний, которые необходимы студентам при рассмотрении физико-химической сущности и механизмов процессов, происходящих в организме человека на молекулярном и клеточном уровнях; формирование умений выполнять в необходимых случаях расчеты параметров этих процессов, что позволит более глубоко понять функции отдельных систем организма и организма в целом, а также его взаимодействие с окружающей средой.

**Задачи освоения дисциплины:** Основные задачи изучения дисциплины состоят в освещении ключевых вопросов программы; материал лекций призван стимулировать студентов к последующей самостоятельной работе; формированию умений и навыков для решения проблемных и ситуационных задач; формировании практических навыков постановки и выполнения экспериментальной работы.

### 2. МЕСТО ДИСЦИПЛИНЫ В СТРУКТУРЕ ОПОП:

Дисциплина относится к Блоку Дисциплины (модули) базовой части учебного плана, базируется на знаниях и умениях, выработанных при прохождении предшествующих курсов (неорганическая химия, математика и др.).

В результате изучения этих дисциплин, обучающиеся должны обладать водными знаниями и умениями, необходимыми для освоения курса «Физическая химия»:

владеть знаниями о строении, свойствах и классификации химических веществ, свойствах растворов низко- и высокомолекулярных соединений;

иметь представление о структуре и основных физических свойствах тел;

владеть навыками приготовления растворов;

уметь проводить титриметрический, потенциометрический, гравиметрический и др. анализы;

метрологическую обработку результатов эксперимента;

уметь дифференцировать, интегрировать, проводить обработки прямых и косвенных измерений, рассчитывать доверительный интервал, знать способы выражения концентрации веществ;

принципы работы оптических и электрических приборов.

Данная дисциплина изучается на 3-4 курсах в 6 и 7 семестрах.

### 3. ПЕРЕЧЕНЬ ПЛАНИРУЕМЫХ РЕЗУЛЬТАТОВ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ, СООТНЕСЕННЫХ С ПЛАНИРУЕМЫМИ РЕЗУЛЬТАТАМИ ОСВОЕНИЯ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЙ ПРОГРАММЫ

Изучение дисциплины «Физическая химия» в рамках освоения ОПОП 04.03.01 Химия направлено на формирование у обучающихся следующих компетенций:

Код и наименование реализуемой компетенции	Перечень планируемых результатов обучения по дисциплине (модулю), соотнесенных с индикаторами достижения компетенций
ОПК-1 Способен анализировать и интерпретировать результаты химических экспериментов, наблюдений и измерений	<p><u>Знать:</u> основные законы естественнонаучных дисциплин используемые для интерпретации экспериментальных данных.</p> <p><u>Уметь:</u> применять полученные знания для анализа основных задач, типичных для естественнонаучных дисциплин; Использовать теоретические знания для объяснения результатов химических экспериментов.</p> <p><u>Владеть:</u> приемами решения основных задач, типичных для естественнонаучных дисциплин; Методами теоретического и экспериментального исследования; навыками применения современного математического инструментария для решения химических задач.</p>
ОПК-2: Способен проводить с соблюдением норм техники безопасности химический эксперимент, включая синтез, анализ, изучение структуры и свойств веществ и материалов, исследование процессов с их участием	<p><u>Знать:</u> Синтетические и аналитические методы исследования физико-химических процессов.</p> <p><u>Уметь:</u> самостоятельно работать с химической аппаратурой и реактивами, решать возникающие вопросы, связанные как с постановкой химических экспериментов, так и с теоретическими вопросами.</p> <p><u>Владеть:</u> навыками работы на основной аппаратуре, применяемой в физико-химических исследованиях</p>
ОПК-3 Способен применять расчетно-теоретические методы для изучения свойств веществ и процессов с их участием с использованием современной вычислительной техники	<p><u>Знать:</u> основные законы естественнонаучных дисциплин используемые для интерпретации экспериментальных данных.</p> <p><u>Уметь:</u> применять полученные знания для анализа основных задач, типичных для естественнонаучных дисциплин; Использовать теоретические знания для объяснения результатов химических экспериментов.</p> <p><u>Владеть:</u> приемами решения основных задач, типичных для естественнонаучных дисциплин; Методами теоретического и экспериментального исследования; навыками применения современного математического инструментария для решения химических задач.</p>
ОПК-6 Способен представлять результаты своей работы в устной и письменной форме в соответствии с нормами и правилами, принятыми в профессиональном сообществе	<p><u>Знать:</u> как проводить поиск и обработку научной и научно-технической информации.</p> <p><u>Уметь:</u> применять полученные знания для анализа основных задач, типичных для естественнонаучных дисциплин; использовать теоретические знания для объяснения результатов химических экспериментов.</p> <p><u>Владеть:</u> навыками осуществления физико-химических расчетов; навыком графического отображения полученных зависимостей; навыками анализа и обсуждения результатов физико-химических исследований; иметь навык ведения научной дискуссии по вопросам физической химии.</p>

#### 4. СПИСОК РЕКОМЕНДУЕМОЙ ЛИТЕРАТУРЫ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ СТУДЕНТОВ

##### а) Список рекомендуемой литературы

###### Основная :

1. Березовчук, А. В. Физическая химия : учебное пособие / А. В. Березовчук. — 2-е изд. — Саратов : Научная книга, 2019. — 159 с. — ISBN 978-5-9758-1816-4. — Текст : электронный // Электронно-библиотечная система IPR BOOKS : [сайт]. — URL: <https://www.iprbookshop.ru/81087.html>
2. Никольский, А. Б. Общая и неорганическая химия в 2 т. Том 2: учебник для академического бакалавриата / А. Б. Никольский, А. В. Суворов. — 6-е изд., испр. и доп. — Москва : Издательство Юрайт, 2019. — 378 с. — (Бакалавр. Академический курс). — ISBN 978-5-534-09096-3. — Текст : электронный // Образовательная платформа Юрайт [сайт]. — URL: <https://urait.ru/bcode/427130>
3. Луков, В. В. Физическая химия : учебник / В. В. Луков, А. Н. Морозов. — 2-е изд. — Ростов-на-Дону, Таганрог : Издательство Южного федерального университета, 2018. — 237 с. — ISBN 978-5-9275-2976-6. — Текст : электронный // Электронно-библиотечная система IPR BOOKS : [сайт]. — URL: <https://www.iprbookshop.ru/87772.html>

###### Дополнительная

1. Физическая химия. Теория и практика выполнения расчетных работ. Часть 1. Экстенсивные свойства гомогенных систем / Е. И. Степановских, Т. В. Виноградова, Л. А. Брусницына [и др.] ; под редакцией В. Ф. Марков. — Екатеринбург : Уральский федеральный университет, ЭБС АСВ, 2016. — 136 с. — ISBN 978-5-7996-1689-2. — Текст : электронный // Электронно-библиотечная система IPR BOOKS : [сайт]. — URL: <https://www.iprbookshop.ru/66611.html>
2. Физическая химия: расчетные работы. В 2 ч. Часть 2 : учебное пособие для академического бакалавриата / Е. И. Степановских [и др.] ; под редакцией Е. И. Степановских ; под научной редакцией В. Ф. Маркова. — 2-е изд. — Москва : Издательство Юрайт, 2019 ; Екатеринбург : Изд-во Урал. ун-та ; Екатеринбург : Изд-во Урал. ун-та. — 158 с. — (Университеты России). — ISBN 978-5-534-07689-9 (Издательство Юрайт). — ISBN 978-5-7996-1691-5 (Изд-во Урал. ун-та). — ISBN 978-5-7996-1688-5 (Изд-во Урал. ун-та). — Текст : электронный // Образовательная платформа Юрайт [сайт]. — URL: <https://urait.ru/bcode/441499> .
3. Физическая химия. Теория и практика выполнения расчетных работ. Часть 2. Химическое и фазовое равновесие / Е. И. Степановских, Т. В. Виноградова, Л. А. Брусницына [и др.] ; под редакцией В. Ф. Марков. — Екатеринбург : Уральский федеральный университет, ЭБС АСВ, 2016. — 160 с. — ISBN 978-5-7996-1691-5. — Текст

: электронный // Электронно-библиотечная система IPR BOOKS : [сайт]. — URL: <https://www.iprbookshop.ru/66612.html>

### Учебно-методическая

7. Физическая химия. Лабораторный практикум для студентов 3-4 курсов направления подготовки бакалавров 04.03.01 "Химия" [Электронный ресурс] : электрон. учеб. курс. Ч. 2 / Л. А. Иванова [и др.]. - Электрон. текстовые дан. - Ульяновск : УлГУ, 2017. - 1 электрон. опт. диск (CD-ROM). - (Электронный учебный курс). - Полный текст доступен на Образовательном портале УлГУ. - Загл. с этикетки диска. - Систем. требования: операционная система MS Windows XP, браузер MS Internet Explorer 6.0 и выше, оперативная память не менее 256 Мб, видеорежим 1024x768, 32 бит. - 50.00.

8. Физическая химия. Лабораторный практикум для студентов 3-4 курсов направления подготовки бакалавров 020100 "Химия" [Электронный ресурс] : электрон. учеб. курс по направл. "Химия". Ч. 1 / Л. А. Иванова [и др.]. - Ульяновск : УлГУ, 2014. - 1 электрон. опт. диск (CD-ROM). - (Электронный учебный курс). - CD-ROM; Полный текст доступен на Образовательном портале УлГУ; Загл. с этикетки диска. - Систем. требования: операционная система MS Windows XP, браузер MS Internet Explorer 6.0 и выше, оперативная память не менее 256 Мб, видеорежим 1024x768, 32 бит. - Текст : электронный.

9. Физическая химия. Методические указания по выполнению самостоятельной работы/ З.В. Подольская. УлГУ, ИМЭиФК. - Ульяновск : УлГУ, 2021. Неопубликованный ресурс. - Режим доступа: ЭБС УлГУ. - Текст : электронный.

### 5. РАЗДЕЛЫ ДИСЦИПЛИНЫ И ВИДЫ УЧЕБНЫХ ЗАНЯТИЙ

Название разделов и тем	Всего	Виды учебных занятий				Самостоятельная работа
		Аудиторные занятия			в т.ч. занятия в ин-терактивной форме	
		лекции	Практические занятия, семинары	лабораторные работы		
1	2	3	4	5	6	7
Раздел 1. Химическая термодинамика						
1. Основы химической термодинамики		20	20	16	14	5
Раздел 2. Приложения химической термодинамики						
2. Термодинамика растворов		10	12	16	10	5
3. Термодинамика фазового равновесия		10	10	-	8	8

4.Термодинамика химического равновесия		10	10	10	4	8
Раздел 3. Растворы электролитов. Электрохимические процессы						
5.Теоретические основы растворов электролитов		8	8	42	2	22
6.Электропроводность растворов электролитов		8	10	20	-	30
7.Электродные процессы. Электродвижущие силы		10	10	-	8	35
8. Электролиз		8	-	20	4	39
Раздел 4. Химическая кинетика и катализ						
9. Основы химической кинетики		16	20	26	2	50
10. Катализ		4	4	6		10
ВСЕГО	576	104	104	156	52	212
Подготовка к экзамену	72	-	-	-	-	-
ИТОГО	648	104	104	156	52	212

## 6. ТЕМАТИЧЕСКИЙ ПЛАН ДИСЦИПЛИНЫ

### Раздел 1. Химическая термодинамика

#### Тема 1. Основы химической термодинамики

Основные термодинамические понятия и определения: система, термодинамические параметры, функции состояния, обратимые и необратимые процессы. Уравнения состояния идеальных и реальных газовых систем: уравнение Менделеева-Клайперона, уравнения Ван-дер-Ваальса и с вириальными коэффициентами.

Первый закон термодинамики. Основные формулировки и аналитическое выражение. Внутренняя энергия системы, ее определение и свойства. Расчет изменения внутренней энергии при изменении температуры и объема, при фазовых переходах. Внутренняя энергия идеальных и реальных систем. Энтальпия, определение, свойства. Расчет изменения энтальпии при фазовых переходах, при изменении температуры и давления (идеальные и реальные системы).

Работа расширения при различных процессах. Максимальная работа. Графическое изображение работы при различных процессах

Теплота процесса. Закон Гесса и следствия из него: расчет теплового эффекта химической реакции путем комбинирования уравнений реакций, по энтальпиям образования и сгорания веществ, по энергиям связи. Закон Гесса как следствие первого закона термодинамики и условия его выполнения. Стандартное состояние вещества. Стандартные энтальпии образования. Уравнение Кирхгофа; правило Дюлонга-Пти; правило Неймана-Коппа. Связь тепловых эффектов при постоянном объеме и постоянном давлении. Интегральная и дифференциальная теплоты



растворения. Энтальпия образования ионов. Энтальпия образования раствора. Калориметрический метод определения теплоты процесса.

Теплоёмкость (истинная и мольная), её зависимость от температуры. Теплоёмкость идеальных газов. Зависимость теплоты процесса от температуры, формула Кирхгофа. Различные приближения при расчете.

Второй закон термодинамики. Его формулировки и аналитические выражения. Энтропия, её определение и свойства. Расчёт энтропии при различных процессах: нагревании или охлаждении при постоянном давлении; изотермическом расширении или сжатии; фазовых переходах; смешении идеальных газов при постоянных температуре и давлении.

Энтропия как термодинамический критерий равновесия и самопроизвольности процессов в изолированной системе. Теорема Нернста. Постулат Планка. Расчет абсолютных энтропий. Стандартная энтропия. Статистическое толкование энтропии. Статистический характер второго закона термодинамики. Формула Больцмана. Фундаментальное уравнение Гиббса.

Термодинамические функции: энергия Гельмгольца и энергия Гиббса. Определение, свойства, связь с работой. Энергии Гиббса и Гельмгольца как характеристические функции системы. Расчет изменения этих функций при протекании химических реакций, при изменении температуры, при изменении давления (или объёма), в процессах смешения и растворения веществ, при фазовых переходах.

Уравнение Гиббса-Гельмгольца. Приведенная энергия Гиббса. Соотношения Максвелла и их использование при расчетах изменения внутренней энергии, энтальпии и энтропии в реальных системах.

Зависимость давления пара от температуры. Уравнение Клапейрона-Клаузиуса. Многокомпонентные системы и системы с переменной массой. Понятие о химическом потенциале. Химический потенциал в идеальных и реальных системах. Метод Льюиса. Понятие об активности и летучести. Принципы расчета этих величин. Условия равновесия и самопроизвольного протекания процессов в многокомпонентных системах. Уравнения Гиббса-Дюгема.

## **Раздел 2. Приложения химической термодинамики**

### **Тема 1. Термодинамика равновесного состояния**

**Термодинамика растворов.** Определение понятия "раствор". Типы растворов. Теории растворов. Термодинамические свойства идеальных растворов. Функции смешения. Закон Рауля и его термодинамический вывод. Отклонения от закона Рауля. Диаграммы: давление насыщенного пара - состав раствора, давление пара - состав пара, состав раствора. Реальные системы. Вид диаграмм: давление пара - состав пара, состав раствора; температура кипения - состав пара, состав раствора. Термодинамические свойства реальных растворов. Понятие об избыточных функциях. Стандартные состояния растворов. Энергия Гиббса образования раствора. Парциальные мольные величины и их зависимость от состава раствора. Методы определения парциальных мольных величин.

Коллигативные свойства растворов неэлектролитов и их использование для определения коэффициентов активности. Закон Генри, отклонения от закона Генри. Растворимость газов и твердых веществ в жидкостях. Взаимная растворимость жидкостей. Ограниченная растворимость. Закон распределения и метод экстракции.

**Термодинамика фазового равновесия.** Основные понятия: гомогенная и гетерогенная системы, фаза, составляющие системы, компоненты, вариантность системы. Термодинамическое уравнение состояния фазы - уравнение Гиббса-Дюгема. Условия равновесия фаз. Правило фаз Гиббса, его вывод. Однокомпонентные системы. Фазовые равновесия в однокомпонентных системах: молярная энтропия и объем; молярная энтальпия равновесного фазового перехода; уравнение Клаузиуса-Клайперона, правило Трутона, закон Кирхгофа. Анализ диаграммы состояния воды. Двухкомпонентные системы и их анализ на основе правила фаз. Правило рычага. Трехкомпонентные системы. Диаграмма растворимости двух солей с общим ионом. Фазовые переходы первого и второго рода, уравнения Эренфеста. Метод термического анализа.

**Термодинамика химического равновесия.** Химическое равновесие. Условия равновесия химической реакции. Закон действующих масс. Константа равновесия химической реакции. Различные выражения для константы равновесия. Уравнение изотермы химической реакции (изотермы Вант-Гоффа), вывод уравнения. Анализ условий равновесия и самопроизвольного протекания реакции. Связь величины стандартного изменения энергии Гиббса с константой равновесия. Расчет  $K_p$ ,  $K_c$ ,  $K_N$  и связь между ними.

Расчет константы равновесия по табличным значениям стандартных термодинамических величин. Принципы расчета состава равновесной смеси по термодинамическим данным. Применение закона действующих масс к гетерогенным равновесиям. Адсорбция. Изотермы адсорбции. Принципы расчета состава равновесной смеси при протекании реакции в реальных системах. Сложные равновесия. Зависимость константы равновесия от температуры (уравнение изобары Вант-Гоффа). Ионные равновесия.

### **Раздел 3. Растворы электролитов. Электрохимические процессы**

#### **Тема 1. Теоретические основы растворов электролитов**

Свойства растворов электролитов. Изотонический коэффициент. Теория электролитической диссоциации Аррениуса. Основные положения, значение теории и недостатки. Закон разведения Оствальда. Теория Дебая-Гюккеля. Основные положения, принятые допущения. Современные представления о растворах электролитов. Активность электролитов. Средняя ионная активность, средний ионный коэффициент активности. Выражение для общей активности электролита через средний ионный коэффициент активности и моляльность раствора. Выбор стандартного состояния для растворов электролитов. Понятие о методах определения коэффициентов активности электролитов. Уравнение Дебая-Гюккеля для расчета среднего ионного коэффициента активности.

#### **Тема 2. Электропроводность растворов электролитов**

Удельная электропроводность. Понятие, размерность, методы экспериментального определения, влияние температуры. Зависимость удельной электропроводности от концентрации для сильных и слабых электролитов.

Эквивалентная электропроводность. Понятие, размерность, связь с удельной электропроводностью, экспериментальное определение, зависимость от концентрации раствора: уравнения Аррениуса, Кольрауша, Онзагера. Понятия об абсолютной скорости движения ионов, подвижности ионов, числе переноса ионов. Аномальная подвижность ионов гидроксония и гидроксила. Закон Кольрауша. Кондуктометрия.

### **Тема 3. Электродные процессы. Электродвижущие силы**

Электрохимические цепи. Гальванические элементы. Схема и форма записи простейшего элемента. Скачок потенциала на границе металл-раствор. Контактный и диффузионный потенциалы. Электродвижущие силы. Компенсационный метод их определения. Примеры простейших элементов. Уравнение Нернста - уравнение зависимости ЭДС гальванического элемента от активностей ионов в растворе. Термодинамика гальванического элемента. Зависимость ЭДС от температуры.

Электродный потенциал. Стандартный электродный потенциал. Нормальный водородный электрод. Определение знака электродного потенциала. Электроды сравнения. Классификация электродов: электроды первого и второго рода, газовые, окислительно-восстановительные, мембранный электрод, стеклянный электрод. Классификация электрохимических цепей. Химические, концентрационные, окислительно-восстановительные цепи (примеры). Потенциометрия.

### **Тема 4. Электролиз**

Последовательность электродных процессов. Выход по току. Электролиз с растворимым и нерастворимым анодом. Законы Фарадея. Электрохимические эквиваленты. Практическое применение электролиза: получение и рафинирование металлов. Нанесение гальванических покрытий, получение водорода, кислорода, других продуктов.

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

### **Тема 1. Основы химической кинетики**

Скорость химической реакции и методы её экспериментального определения. Основной постулат химической кинетики. Константа скорости реакции и её размерность, молекулярность и порядок реакции. Методы определения порядка и константы скорости реакции. Кинетические уравнения реакций нулевого, первого и второго порядков. Зависимость константы скорости от температуры. Энергия активации. Правило Вант-Гоффа и уравнение Аррениуса. Теория активных соударений. Теория активированного комплекса. Понятия о сложных, цепных и фотохимических реакциях.

### **Тема 2 Катализ**

Основные понятия катализа. Представление о механизме действия катализаторов.

Ферментативный катализ.

## **7. ТЕМЫ ПРАКТИЧЕСКИХ И СЕМИНАРСКИХ ЗАНЯТИЙ**

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

#### **Тема 1. Основы химической термодинамики**

##### **Занятие № 1. Основные понятия термодинамики**

###### **Вопросы к теме:**

1. Термодинамическая система и термодинамические параметры и функции.
2. Состояние термодинамических систем, термодинамический процесс.
3. Уравнение состояния термодинамической системы.

##### **Занятие № 2. Первый закон термодинамики**

###### **Вопросы к теме:**

1. Основные формулировки и аналитическое выражение первого закона термодинамики.
2. Внутренняя энергия системы, ее определение и свойства.
3. Расчет изменения внутренней энергии при изменении температуры и объема, при фазовых переходах.
4. Внутренняя энергия идеальных и реальных систем.
5. Энтальпия, определение, свойства.
6. Расчет изменения энтальпии при фазовых переходах, при изменении температуры и давления (идеальные и реальные системы).
7. Работа расширения при различных процессах. Максимальная работа.
8. Графическое изображение работы при различных процессах.

##### **Занятие № 3. Теплоемкость веществ**

###### **Вопросы к теме:**

1. Теплоёмкость и её зависимость от температуры.
2. Теплоемкость идеальных газов.
3. Зависимость теплоты процесса от температуры, формула Кирхгофа. Различные приближения при расчете.

##### **Занятие № 4. Адиабатический процесс**

###### **Вопросы к теме:**

1. Адиабатический процесс – основные понятия.
2. Уравнение адиабаты.

##### **Занятие № 5. Термохимия**

###### **Вопросы к теме:**

1. Теплота процесса.
2. Закон Гесса и следствия из него: расчет теплового эффекта химической реакции путем комбинирования уравнений реакций, по энтальпиям образования и сгорания веществ, по энергиям связи.
3. Закон Гесса как следствие первого закона термодинамики и условия его выполнения.
4. Уравнение Кирхгофа; правило Дюлонга - Пти; правило Неймана - Копша.
5. Стандартное состояние вещества. Стандартные энтальпии образования.
6. Связь тепловых эффектов при постоянном объеме и постоянном давлении.
7. Интегральная и дифференциальная теплоты растворения.
8. Энтальпия образования ионов. Энтальпия образования раствора.

9. Калориметрический метод определения теплоты процесса.

### **Занятие № 6. Второй закон термодинамики**

#### **Вопросы к теме:**

1. Формулировки и аналитические выражения второго закона термодинамики.
2. Статистический характер второго закона термодинамики.
3. Стандартная энтропия. Статистическое и термодинамическое определение энтропии, её свойства. Формула Больцмана, уравнение Гиббса.

### **Занятие № 7. Расчёт энтропии при различных процессах**

#### **Вопросы к теме:**

1. Энтропия как термодинамический критерий равновесия и самопроизвольности процессов в изолированной системе.
2. Соотношение Максвелла. Расчеты энтропии при: нагревании или охлаждении при постоянном давлении; изотермическом расширении или сжатии; фазовых переходах; смешении идеальных газов при постоянных температуре и давлении.
3. Теорема Нернста. Постулат Планка.
4. Расчет абсолютных энтропий.

### **Занятие № 8. Термодинамические потенциалы**

#### **Вопросы к теме:**

1. Понятие о термодинамических потенциалах.
2. Основные уравнения термодинамики, объединяющие первое и второе начала.
3. Понятие о химическом потенциале, «полный потенциал». Химический потенциал идеальных и реальных системах.
4. Понятие об активности и летучести. Принципы расчета этих величин. Уравнения Гиббса-Дюгема.

### **Занятие № 9. Термодинамические функции**

#### **Вопросы к теме:**

1. Термодинамические функции: энергия Гельмгольца и энергия Гиббса. Определение, свойства, связь с работой.
2. Энергии Гиббса и Гельмгольца как характеристические функции системы.
3. Расчет изменения энергии Гиббса и Гельмгольца при протекании химических реакций, при изменении температуры, при изменении давления (или объёма), в процессах смешения и растворения веществ, при фазовых переходах.
4. Уравнение Гиббса - Гельмгольца. Приведенная энергия Гиббса.
5. Соотношения Максвелла и их использование при расчетах изменения внутренней энергии, энтальпии, энтропии в реальных системах.

## **Раздел 2. Приложения химической термодинамики**

### **Тема 1. Термодинамика равновесного состояния**

### **Занятие № 10. Термодинамика фазового равновесия**

#### **Вопросы к теме:**

1. Основные понятия: гомогенная и гетерогенная системы, фаза, составляющие системы, компоненты, вариантность системы.

2. Термодинамическое уравнение состояния фазы - уравнение Гиббса-Дюгема.
3. Условия равновесия фаз. Правило фаз Гиббса, его вывод.
4. Решение типовых задач.

### **Занятие № 11. Фазовые равновесия в однокомпонентных и многокомпонентных системах.**

#### **Вопросы к теме:**

1. Фазовые равновесия в однокомпонентных системах: мольные энтропия и объем; мольная энтальпия равновесного фазового перехода; уравнение Клаузиуса-Клайперона.
2. Однокомпонентные системы. Анализ диаграммы состояния воды.
3. Мольные энтальпии возгонки, плавления, испарения. Правило Трутона, закон Кирхгофа.
4. Фазовые переходы первого и второго рода. Уравнение Эренфеста.
5. Двухкомпонентные системы и их анализ на основе правила фаз. Правило рычага.
6. Трехкомпонентные системы. Метод термического анализа.

### **Занятие № 12. Термодинамические свойства идеальных и реальных растворов.**

#### **Вопросы к теме:**

1. Определение понятия “раствор“. Типы растворов, перерасчет концентраций.
2. Термодинамические свойства идеальных растворов. Функции смешения.
3. Закон Рауля и его термодинамический вывод. Отклонения от закона Рауля.
4. Диаграммы: давление насыщенного пара - состав раствора, давление пара - состав пара, состав раствора.
5. Реальные системы. Вид диаграмм: давление пара - состав пара, состав раствора; температура кипения - состав пара, состав раствора.
6. Термодинамические свойства реальных растворов. Стандартные состояния растворов.

### **Занятие № 13. Парциальные мольные величины растворов**

#### **Вопросы к теме:**

1. Парциальные мольные величины компонентов системы и их зависимость от состава раствора.
2. Методы определения парциальных мольных величин.
3. Уравнение Гиббса-Дюгема. Энергия Гиббса образования раствора.

### **Занятие № 14. Коллигативные свойства растворов**

#### **Вопросы к теме:**

1. Коллигативные свойства растворов неэлектролитов и их использование для определения коэффициентов активности.
2. Закон Генри. Отклонения от закона Генри.
3. Растворимость газов и твердых веществ в жидкостях.
4. Взаимная растворимость жидкостей. Ограниченная растворимость. Закон распределения и метод экстракции.
5. Уравнение Вант-Гоффа, уравнение Шредера.

**Занятие № 15. Термодинамика химического равновесия. Вопросы к теме:**

1. Химическое равновесие. Условия равновесия химической реакции.
2. Закон действующих масс.
3. Константа равновесия, различные выражения для константы равновесия.

**Занятие № 16. Изотермы химической реакции. Вопросы к теме:**

1. Уравнение изотермы химической реакции (изотермы Вант-Гоффа), вывод уравнения.
2. Анализ условий равновесия и самопроизвольного протекания реакции.
3. Связь величины стандартного изменения энергии Гиббса с константой равновесия.
4. Расчет  $K_p$ ,  $K_c$ ,  $K_N$  и связь между ними.

**Занятие № 17. Уравнения изобары и изохоры химической реакции**

**Вопросы к теме:**

1. Изобары и изохоры Вант-Гоффа. Зависимость константы равновесия от температуры (уравнение изобары Вант-Гоффа).
2. Расчёт константы равновесия по табличным значениям стандартных термодинамических величин.
3. Принципы расчета состава равновесной смеси по термодинамическим данным.

**Занятие № 18. Гетерогенные равновесия. Адсорбция**

**Вопросы к теме:**

1. Применение закона действующих масс к гетерогенным равновесиям.
2. Принципы расчета состава равновесной смеси при протекании реакции в реальных системах.
3. Сложные равновесия. Ионные равновесия.
4. Адсорбция. Изотермы адсорбции.

**Раздел 3. Растворы электролитов. Электрохимические процессы**

**Тема 1. Теоретические основы растворов**

**Занятие № 19. Растворы электролитов**

**Вопросы к теме:**

1. Свойства растворов электролитов.
2. Теория электролитической диссоциации Аррениуса. Основные положения, значение теории и недостатки. Современные представления о растворах электролитов.
3. Закон разведения Оствальда.
4. Влияние заданного pH на степень диссоциации электролита.

**Занятие № 20. Коллигативные свойства растворов электролитов**

**Вопросы к теме:**

1. Изотонический коэффициент. Расчет изотонического коэффициента.
2. Законы Рауля, Гиббса-Дюгема, Вант-Гоффа применительно к растворам сильных электролитов

**Занятие № 21. Активность растворов электролитов**

**Вопросы к теме:**

1. Теория Дебая-Хюккеля. Основные положения, принятые допущения.
2. Понятия средняя ионная активность, средний ионный коэффициент активности и средняя ионная моляльность.
3. Выражение для общей активности электролита через средний ионный коэффициент активности и моляльность раствора.
4. Выбор стандартного состояния для растворов электролитов.

**Занятие № 22. Коэффициент активности электролитов****Вопросы к теме:**

1. Понятие о методах определения коэффициентов активности электролитов.
2. Уравнение Дебая - Хюккеля для расчёта среднего ионного коэффициента активности.
3. Расчет коэффициента активности отдельного иона и среднего ионного коэффициента активности с использованием первого приближения теории Дебая-Хюккеля.

**Тема 2. Электропроводность растворов****электролитов****Занятие № 23. Удельная и эквивалентная****электропроводность****Вопросы к теме:**

1. Электропроводность растворов электролитов.
2. Удельная электропроводность. Понятие, размерность, методы экспериментального определения, влияние температуры.
3. Зависимость удельной электропроводности от концентрации для сильных и слабых электролитов.
4. Эквивалентная электропроводность. Понятие, размерность.
5. Связь с удельной электропроводностью, экспериментальное определение, зависимость от концентрации раствора: уравнения Аррениуса, Кольрауша, Онзагера.
6. Понятия об абсолютной скорости движения ионов, подвижности ионов, числе переноса ионов. Аномальная подвижность ионов гидроксония и гидроксила. Закон Кольрауша.

**Занятие № 24. Кондуктометрия****Вопросы к теме:**

1. Кондуктометрия. Применение кондуктометрии для определения степени и константы диссоциации слабого электролита.
2. В чем отличие прямой и косвенной кондуктометрии?
3. Кондуктометрическое титрование, применение метода для определения концентрации вещества.

**Тема 3. Электродные процессы. Электродвижущие****силы****Занятие № 25. Электрохимические цепи****Вопросы к теме:**

1. Гальванические элементы. Составление схема и запись простейшего элемента.
2. Скачок потенциала на границе металл-раствор. Контактный и диффузионный



потенциалы.

3. Электродвижущие силы, расчет ЭДС. Компенсационный метод их определения.
4. Уравнение Нернста - уравнение зависимости ЭДС гальванического элемента от активностей ионов в растворе.
5. Электрохимические цепи. Классификация электрохимических цепей. Химические, концентрационные, окислительно-восстановительные цепи (примеры).

#### **Занятие № 26. Решение задач по теме «Электрохимия»**

##### **Вопросы к теме:**

1. Электродный потенциал. Стандартный электродный потенциал.
2. Классификация электродов: электроды первого и второго рода, газовые, окислитель-но-восстановительные, мембранный электрод, стеклянный электрод.
3. Расчет константы равновесия реакции по значениям стандартных электродных потенциалов.
4. Расчет произведения растворимости и растворимости по данным стандартных электродных потенциалов.

#### **Занятие № 27. Расчет ЭДС с использованием первого приближения теории Дебая-Хюккеля.**

##### **Вопросы к теме:**

1. Нормальный водородный электрод. Определение знака электродного потенциала.
2. Электроды сравнения. Классификация электродов: электроды первого и второго рода, газовые, окислительно-восстановительные, мембранный электрод, стеклянный электрод.
3. Расчет потенциала водородного электрода с помощью первого приближения теории Дебая-Хюккеля.
4. Расчет ЭДС элемента с помощью первого приближения теории Дебая-Хюккеля.

#### **Занятие № 28. Гальванический элемент. Термодинамика гальванического элемента.**

##### **Вопросы к теме:**

1. Потенциометрия. Основы метода потенциометрического титрования.
2. Зависимость ЭДС от температуры.
3. Расчет изменения энергии Гиббса, энтальпии, энтропии химической реакции, протекающей в гальваническом элементе при определенной температуре

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

#### **Тема 1. Основы химической кинетики**

##### **Занятие № 29. Основные понятия и постулаты химической кинетики**

##### **Вопросы к теме:**

1. Скорость химической реакции и методы её экспериментального определения.
2. Основной постулат химической кинетики.
3. Константа скорости реакции и ее размерность, молекулярность и порядок реакции.
4. Расчет скорости реакции, скорости расходования, константы скорости реакции.
5. Описание механизмов реакций и составление уравнений элементарных стадий

### **Занятие № 30. Кинетика реакций целого порядка**

#### **Вопросы к теме:**

1. Расчет периода полураспада веществ.
2. Расчет степени протекания реакций.
3. Расчет константы скорости реакции и времени, при котором скорость реакции достигнет максимума.

### **Занятие № 31. Методы определения порядка реакции**

#### **Вопросы к теме:**

1. Методы определения порядка и константы скорости реакции.
2. Кинетические уравнения реакций нулевого, первого и второго порядков.

### **Занятие № 32. Влияние температуры на скорость химической реакции**

#### **Вопросы к теме:**

1. Зависимость константы скорости от температуры. Расчет температуры реакции.
2. Энергия активации. Правило Вант-Гоффа и уравнение Аррениуса. Расчет энергии активации, температурного коэффициента скорости реакции.
3. Расчет константы скорости реакции и времени, необходимого для завершения реакции.

### **Занятие № 33. Кинетика сложных реакций**

#### **Вопросы к теме:**

1. Расчет константы равновесия обратимой реакции, констант скорости прямой и обратной реакций и энергии активации прямой и обратной реакции.
2. Расчет констант скорости параллельных реакций первого порядка.
3. Расчет периода полупревращения веществ в параллельных реакциях первого порядка.
4. Определение разности энергий активаций двух параллельных реакций.
5. Последовательные реакции: расчет отношения констант скоростей, определение зависимости концентрации веществ от времени в системе последовательных реакций.
6. Понятия о сложных, цепных и фотохимических реакциях.

### **Занятие № 34. Приближенные методы химической кинетики**

#### **Вопросы к теме:**

1. Метод квазистационарных концентраций.
2. Квазистационарное приближение.

### **Занятие № 35. Теории химической кинетики**

#### **Вопросы к теме:**

1. Теория активных соударений. Теория активированного комплекса.
2. Вычисление истинной энергии активации и доли активных молекул.
3. Связь между истинной и опытной энергиями активации.
4. Температурная зависимость константы скорости реакции.
5. Расчет энтропии, энтальпии и энергии Гиббса активации реакции.

### **Занятие № 36. Катализ**

#### **Вопросы к теме:**

1. Основные понятия катализа. Гомогенный и гетерогенный катализ.

2. Представление о механизме действия катализаторов.
3. Ферментативный катализ. Определение значения константы Михаэлиса и максимальной скорости.

#### 8. ВОПРОСЫ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ ПОДГОТОВКИ ПО ТЕМАМ КУРСА

1. Что означают понятия «система», «окружающая среда»? Что такое система закрытая, открытая, изолированная, гомогенная, гетерогенная? Приведите примеры систем.
2. Что называют компонентом, фазой, системой, термодинамическими параметрами, термодинамическим процессом?
3. Что означают понятие «функция состояния системы»? Приведите примеры. Теплота и работа являются функциями состояния системы?
4. Какие формулировки первого закона термодинамики вам известны? Математическое выражение первого закона термодинамики. Укажите физический смысл каждой величины, входящей в уравнение. Какие величины, входящие в это уравнение, не являются функциями состояния?
5. Что называют теплотой (энтальпией) образования и теплотой сгорания вещества? Как рассчитывают тепловые эффекты химических реакций по этим величинам?
6. Почему закон Гесса можно считать частным случаем первого начала (закона) термодинамики? Что называют изобарным и изохорным тепловыми эффектами? Каково соотношение между ними? Как их теоретически рассчитать по уравнению химической реакции при стандартных условиях?
7. Как зависит тепловой эффект от температуры? Приведите и проанализируйте уравнение Кирхгофа.
8. Как применяют I закона термодинамики для расчета тепловых эффектов различных процессов. Приведите примеры.
9. Как определить тепловые эффекты процессов растворения, разбавления, концентрирования? Приведите пример расчёта теплового эффекта разбавления водой раствора любого вещества.
10. Какие формулировки второго закона термодинамики вам известны? Математическое выражение II начала (закона) термодинамики.
11. Каков физический смысл энтропии? В каких процессах энтропия увеличивается? Приведите примеры процессов.
12. Каково статистическое обоснование II закона термодинамики? Уравнение Больцмана.
13. Как изменяется энтропия вещества при нагревании, как изобразить эту зависимость графически?
14. Как рассчитать изменение энтропии вещества при изменении температуры без фазовых превращений?
15. Как рассчитать изменение энтропии вещества в процессе фазового превращения (испарения, плавления, возгонки)?
16. Как формулируется третий закон термодинамики? Каково его практическое применение?
17. Через какие величины, определяющие состав системы, можно выразить константу химического равновесия? Каковы соотношения между константами равновесия, выраженными различными способами:  $K_p$ ,  $K_c$ ,  $K_x$ ?
18. Как записать выражение для константы химического равновесия в гетерогенной системе? Покажите на примере любой обратимой химической реакции в гетерогенной системе.
19. Как по величине константы химического равновесия определить, в каком направлении преимущественно протекает обратимая химическая реакция?

20. Какие факторы влияют на константы химического равновесия:  $K_p$ ,  $K_c$ ,  $K_x$ ? В каких единицах они измеряются? 8. Что представляют собой уравнения изотермы химической реакции для изобарно-изотермического и изохорно-изотермического условий протекания процесса? Каково практическое применение уравнения изотермы?
21. Как зависит направление протекания химической реакции от исходных концентраций (парциальных давлений) реагирующих веществ? Приведите и проанализируйте уравнение изотермы химической реакции для изобарноизотермических условий.
22. Как влияет температура на константу химического равновесия? Уравнения изобары и изохоры, их анализ.
23. В каких координатах зависимость константы химического равновесия от температуры выражается прямой линией? Какой наклон имеет эта прямая в случае экзотермических и эндотермических реакций?
24. Какое уравнение соответствует основному закону фазового равновесия (правилу фаз Гиббса)? Охарактеризуйте каждую величину, входящую в уравнение.
25. Каково термодинамическое (химическое) условие равновесия компонента в двух фазах гетерогенной системы? Каково условие самопроизвольного перехода компонента из одной фазы в другую?
26. Какие фазовые равновесия выделяют в однокомпонентных системах? Уравнение Клапейрона-Клаузиуса для процессов плавления. Его анализ.
27. В каком виде используют уравнение Клапейрона-Клаузиуса для процессов испарения или возгонки? Приведите анализ уравнения.
28. Что представляют собой фазовые диаграммы состояния? Охарактеризуйте диаграмму состояния воды при низких давлениях. Какова вариантность системы на плоскостях, линиях, в тройной точке?
29. Какой жидкий раствор называют идеальным? Каковы его основные признаки и при каких условиях он образуется? Приведите пример раствора, близкого к идеальному.
30. Как зависит давление насыщенного пара растворителя над раствором от концентрации нелетучего растворённого вещества? Чему равно относительное изменение давления пара растворителя над раствором при любой температуре?
31. Какие свойства растворов называют коллигативными, каково их практическое значение? Приведите соответствующие уравнения. Приведите примеры практического применения этих свойств.
32. Что называют активностью электролита? Как определить (рассчитать) активность сильного электролита (иона)?
33. Что такое ионная сила раствора? Как рассчитать величину ионной силы для любого электролита или смеси электролитов?
34. Что такое электрическая проводимость? Какие виды электрической проводимости выделяют? Как их определяют (рассчитывают)? Каковы единицы их измерения?
35. По каким признакам тот или иной электролит относят к сильным или слабым? Какому закону подчиняется раствор слабого электролита?
36. Что называют удельной электрической проводимостью? От каких факторов она зависит, каковы единицы ее измерения?
37. Какой вид имеют графики зависимости удельной электрической проводимости от концентрации для сильных и слабых электролитов? Чем обусловлено наличие максимума на кривой зависимости удельной электрической проводимости от концентрации для некоторых электролитов?
38. Что называют молярной (эквивалентной) электрической проводимостью? От каких факторов она зависит, каковы единицы ее измерения?
39. Какой вид имеют графики зависимости молярной электрической проводимости от концентрации для сильных и слабых электролитов?

40. Почему подвижность (электрическая проводимость) ионов  $H^+$  и  $OH^-$  в водных растворах на порядок отличается от подвижностей остальных ионов?
41. Что называют коэффициентом электрической проводимости для сильных электролитов? Что такое электрофоретический и релаксационный эффекты?
42. Что называют скоростью химической реакции? По изменению концентраций каких веществ и как определяют скорость химических реакций?
43. Какие реакции называют простыми, и какие – сложными в химической кинетике?
44. В чем заключается основной закон (постулат) химической кинетики (закон действующих масс или закон Гульдберга - Вааге)?
45. Как применяется закон действующих масс к простым и сложным химическим реакциям?
46. Каков физический смысл константы скорости реакции? Каковы единицы измерения констант скоростей, от каких факторов они зависят?
47. Что такое молекулярность и порядок реакции? Какие значения они могут принимать? При каких условиях они совпадают?
48. Какова интегральная форма кинетических уравнений реакций I, II и III порядков? В каких координатах зависимость концентрации реагирующего вещества от времени является для реакций I, II и III порядков прямолинейной?
49. Какие методы используют для определения порядка реакции? Какие экспериментальные данные необходимы для определения порядка реакции?
50. Какие закономерности определяют зависимость скорости (константы скорости) химической реакции от температуры?
51. Что такое энергия активации химической реакции и от чего она зависит?
52. На основании каких данных и как рассчитывают энергию активации химических реакций аналитически и графически?
53. Каковы теоретические представления химической кинетики? Как трактует элементарный акт химической реакции теория активных столкновений (соударений) и теория активированного комплекса?
54. В чем сущность теории активных столкновений (соударений) Аррениуса?

## 9. КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ ПО ДИСЦИПЛИНЕ (ВОПРОСЫ К ЗАЧЕТУ И ЭКЗАМЕНУ)

1. Исходные постулаты термодинамики. Термические и калорические уравнения со-стояния.
2. Внутренняя энергия и 1-ый закон термодинамики в переменных  $T, V$ . Тепловой эффект при постоянстве объема и постоянстве давления.
3. Стандартные состояния и термодинамические функции индивидуальных веществ.  
Изменение термодинамических функций в химических реакциях.
4. Закон Гесса. Энтальпии образования, сгорания, растворения. Термохимические циклы. Энтальпия химической связи.
5. Зависимость теплового эффекта реакции от температуры. Формула Кирхгоффа.
6. Термодинамическое и статистическое определения энтропии. Второй закон термодинамики.
7. Тепловая теорема Нернста. Третий закон термодинамики. Абсолютная энтропия и методы ее оценки.
8. Фундаментальное уравнение Гиббса. Характеристические функции. Энергия Гиббса как характеристическая функция и термодинамический потенциал.
9. Уравнение Гиббса-Гельмгольца для энергии Гиббса. Соотношения

- Максвелла. Связь калорического и термического уравнения состояния.
10. Термодинамическое описание многокомпонентных систем. Парциальные мольные величины. Уравнение Гиббса-Дюгема.
  11. Химический потенциал как парциальная мольная величина, его зависимость от температуры и давления.
  12. Химические потенциалы компонентов раствора; активность и коэффициенты активности. Термодинамика смешения. Избыточные величины.
  13. Идеальные растворы. Закон Рауля. Давление пара над идеальным раствором. Предельно разбавленные растворы. Закон Генри.
  14. Коллигативные свойства растворов электролитов и неэлектролитов.
  15. Условия фазового равновесия в гетерогенных системах. Классификация фазовых переходов. Правило фаз Гиббса.
  16. Фазовые диаграммы однокомпонентных систем. Уравнения Клапейрона и Клапейрона-Клаузиуса.
  17. Простейшие фазовые диаграммы "температура – состав". Диаграммы "жидкость – пар". Азеотроп. Диаграммы "жидкость – твердое вещество". Эвтектика.
  18. Термодинамическое описание химических реакций. Химическая переменная. Сродство химической реакции. Условия химического равновесия.
  19. Закон действующих масс для идеально-газовой реакционной смеси. Связь константы равновесия с изменением стандартных термодинамических величин в реакции.
  20. Общие свойства констант равновесия. Смещение химического равновесия. Принцип Ле Шателье. Уравнения изотермы и изобары реакции.
  21. Термодинамический закон действующих масс для гетерогенных реакций и реакций в растворах. Связь теплового эффекта реакции с константой равновесия.
  22. Электрохимический потенциал. Электроды и полуреакции. Окислительно-восстановительная пара. Основные типы электродов. Равновесие электрод-раствор.
  23. Электродные потенциалы. Зависимость электродных потенциалов от концентраций (активностей) ионов и температуры. Уравнение Нернста.
  24. Электродвижущая сила (ЭДС), ее связь с термодинамическими величинами. Типы гальванических элементов.

#### **ПЕРЕЧЕНЬ ВОПРОСОВ К ЭКЗАМЕНУ**

1. Термодинамические системы, состояния и характеристики (классификация термодинамических систем; экстенсивные и интенсивные характеристики системы; параметры состояния, функции состояния; расчет энергии и объема идеального газа; стандартное, равновесное и стационарное состояние системы).
2. Термодинамические процессы (переход системы из одного состояния в другое в открытых системах - две типичные ситуации; обратимые и необратимые процессы).
3. Изотермическое изменение объема (изотермическое расширение газа в

- необратимом и обратимом процессе, расчет работы этих процессов; работа сжатия в необратимом и обратимом процессе).
4. Первое начало термодинамики (внутренняя энергия системы; теплота и работа как формы передачи энергии; знак теплоты и работы; формулировка первого начала термодинамики).
  5. Первое начало термодинамики для различных процессов в системе идеального газа (расчет энергии, теплоты и работы в изотермических, изобарных, изохорных и адиабатических процессах).
  6. Теплота и работа реакций (закон Гесса для параллельных и последовательных реакций; расчет работы против постоянного внешнего давления).
  7. Энтальпия (энтальпия как функция состояния изобарного, изохорного и изотермического процессов; связь энтальпии с теплотой, энергией).
  8. Расчет теплоты реакций (стандартные энтальпии образования и сгорания веществ).
  9. Теплоемкость веществ (молярные теплоемкости веществ как производные от внутренней энергии и энтальпии, расчет этих величин для идеального газа).
  10. Зависимость теплоты реакции от температуры (зависимость изменения энтальпии реакции от температуры; уравнение Кирхгофа).
  11. Теплоты физико-химических процессов (растворение веществ: газов, кристаллогидратов; реакции нейтрализации; фазовые превращения).
  12. Общий смысл второго начала термодинамики (энтропия как мера энергетического беспорядка в системе на примерах распределения молекул вещества по объему и выравнивания температуры между частями системы; понятие о двух стимулах, необходимых для самопроизвольного протекания химических процессов).
  13. Связь энтропии с теплотой обратимого процесса (три основных факта, свидетельствующих о том, что энтропия это функция состояния; цикл Карно).
  14. Расчет изменения энтропии в некоторых процессах (обратимый адиабатический процесс; нагревание системы; фазовые переходы; изотермического расширения и сжатия газа; изотермическое изменение концентрации раствора; разбавление растворов; абсолютная энтропия).
  15. Статистическая природа энтропии (макросостояние и микросостояние системы; вероятность микросостояний  $p_i$  и общее число возможных микросостояний  $\Omega$  - связь между этими величинами и энтропией системы; формула Больцмана, изменение энтропии в процессе).
  16. Математическая формулировка второго начала термодинамики (теплота реального и обратимого процесса; энтропийный фактор и предельная по величине работа, которую может совершать система в процессе, коэффициент полезного действия).
  17. Третий закон термодинамики – постулат Планка.
  18. Изолированные системы (значение теплоты реального процесса; самопроизвольный процесс и энтропия).
  19. Закрытые системы: изотермо-изохорные процессы (свободная энергия Гельмгольца, ее зависимость от энергии и энтропии процесса).
  20. Закрытые системы: изотермо-изобарные процессы (свободная энергия Гиббса,

- ее зависимость от энтальпии и энтропии).
21. Понятие о термодинамических потенциалах (функции состояния - энтропия, энергия Гельмгольца, энергия Гиббса – по изменениям которых можно судить о возможности или невозможности процесса в разных системах).
  22. Смысл и использование энергии Гиббса (экзергонические, обратимые и эндергонические процессы; максимально полезная работа и энергия Гиббса).
  23. Производные энергии Гиббса по температуре и давлению.
  24. Химический потенциал.
  25. Осмотические процессы.
  26. Энергия Гиббса химических реакций (связь с константой равновесия и произведением концентраций). Уравнение изотермы реакции.
  27. Анализ уравнения изотермы реакции (зависимость стандартной энергии Гиббса от константы равновесия и концентрации участников реакции).
  28. Практический расчет изменения стандартной энергии Гиббса.
  29. Реакции, идущие с участием водородных ионов. Расчет кажущейся энергии Гиббса.
  30. Закон действующих масс для равновесий.
  31. Закон Гесса для констант равновесия.
  32. Принцип Ле-Шателье (концентрационные возмущения, изменение общего давления, влияние температуры).
  33. Влияние температуры на изменение энтропии реакции и изменение энергии Гиббса реакции.
  34. Зависимость константы равновесия от температуры, уравнение изобары химической реакции.
  35. Фазы системы и фазовые переходы.
  36. Число независимых компонентов фазы.
  37. Условия фазового равновесия.
  38. Частные случаи условия химического равновесия между фазами (фазы образованы двумя несмешивающимися жидкостями; в системе с двумя несмешивающимися фазами растворенное вещество по-разному взаимодействующее с растворителями, образующими каждую из фаз; одна фаза раствор летучего вещества, вторая – газовая, куда вещество может растворяться с поверхности раствора; вещество находится в жидком или твердом состоянии)
  39. Правило фаз Гиббса (термическое, механическое и химическое равновесие; число независимых переменных, число компонентов, число степеней свободы системы).
  40. Общий анализ однокомпонентных систем (моновариантные, бивариантные и инвариантные системы).
  41. Диаграмма состояния воды: общее описание.
  42. Физический смысл диаграммы состояния воды.
  43. Диаграмма состояния серы.
  44. Уравнение Клаузиуса-Клайперона: общая форма.
  45. Зависимость давления насыщенного пара от температуры.
  46. Зависимость температуры плавления от давления.



47. Природа растворов. Способы выражения концентрации растворов (полярные, неполярные и идеальные растворы; переход к молярной доле).
48. Термодинамика растворения: газовые растворы.
49. Термодинамика растворения: жидкие растворы.
50. Растворение газов в жидкости (законы Генри и Сеченова).
51. Растворимость твердых веществ в жидкости.
52. Фазовое равновесие раствор-пар растворителя (закон Рауля). Коллигативные свойства.
53. Следствие из закона Рауля: изменение температуры кипения и замерзания растворов (диаграмма в координатах давление-температура).
54. Природа эбулиоскопической и криоскопической констант.
55. Осмотическое давление растворов.
56. Активность вещества, её отличие от концентрации. График зависимости коэффициента активности от концентрации.
57. Уравнение Гиббса-Дюгема, вывод уравнения.
58. Коллигативные свойства растворов электролитов.
59. Смеси, подчиняющиеся закону Рауля (идеальные смеси): давление и состав пара.
60. Идеальные смеси: полный вариант диаграммы давления.
61. Идеальные смеси: диаграммы кипения.
62. Смеси, отклоняющиеся от закона Рауля.
63. Азеотропные смеси.
64. Разделение жидкостей – перегонка и ректификация.
65. Ограниченно растворимые жидкости (на примере смеси вода-анилин).
66. Взаимно нерастворимые жидкости (на примере вода-бензол).
67. Экстракция (коэффициент распределения, расчет массы экстрагированного вещества).
68. Равновесие кристалл - жидкий раствор. Классификация.
69. Затвердевание бинарных жидких смесей. Диаграмма состояния системы с неограниченной растворимостью компонентов в жидком и твердом состоянии.
70. Затвердевание смесей, в которых компоненты взаимно нерастворимы в твердом состоянии. Диаграмма состояния системы с неограниченной растворимостью компонентов в жидком и взаимной нерастворимостью в твердом состоянии.
71. Диаграмма состояния системы с неограниченной растворимостью компонентов в жидком и ограниченной растворимостью в твердом состоянии.
72. Диаграмма состояния системы с неограниченной растворимостью компонентов в жидком состоянии, в твердом состоянии образующих соединения плавящиеся конгруэнтно.
73. Характеристика затвердевания смесей.
74. Применение диаграмм плавления.
75. Химическое равновесие в гомогенных системах.
76. Химическое равновесие в гетерогенных системах
77. Уравнение изотермы химической реакции
78. Уравнение изобары и изохоры химической реакции.
79. Адсорбция. Изотермы адсорбции.

80. Принципы расчета состава равновесной смеси при протекании реакции в реальных системах.
81. Сложные равновесия. Зависимость константы равновесия от температуры (уравнение изобары Вант-Гоффа).
82. Ионные равновесия.

#### **7 семестр (разделы 3-4)**

1. Растворы электролитов. Классификация электролитов по Бренстеду-Лоури.
2. Константы кислотности и основности. Логарифмические показатели кислотности и основности.
3. Влияние заданного рН на степень диссоциации слабого электролита.
4. Расчет рН в чистых растворах слабых одноосновных и многоосновных кислот, в растворах слабых оснований.
5. Расчет рН в чистых растворах солей слабых кислот и оснований.
6. Буферное действие растворов слабых электролитов.
7. Расчет рН раствора с буферной системой. Механизм буферного действия.
8. Буферные свойства многоосновных кислот.
9. Буферная сила и буферная ёмкость.
10. Ионная сила раствора. Расчет ионной силы раствора.
11. Расчет коэффициента активности и среднего коэффициента активности по теории Дебая-Хюккеля. Предельный случай.
12. Расчет коэффициента активности по формуле Дебая-Хюккеля второго приближения. Константа высаливания.
13. Подвижность иона. Эквивалентная подвижность иона.
14. Электропроводность растворов: удельная, эквивалентная. Зависимость удельной электропроводности от концентрации электролита.
15. Связь проводимости раствора с подвижностью ионов.
16. Факторы, влияющие на электропроводность растворов. Механизм перемещения ионов.
17. Влияние концентрации электролита на электропроводность раствора: электрофоретический и релаксационный эффект. Коэффициент электрической проводимости. Закон Кольрауша.
18. Кондуктометрия. Применение кондуктометрии для определения степени и константы диссоциации слабого электролита.
19. Кондуктометрическое титрование, применение метода для определения концентрации вещества.
20. Классификация гальванических элементов по источнику тока и наличию границы между жидкими фазами.
21. Генерация ЭДС в гальванических элементах. Принцип работы гальванического элемента Даниэля-Якоби.
22. Электрический потенциал реакции и её связь с энергией Гиббса.
23. Зависимость разности потенциалов от концентраций участников окислительно-восстановительной реакции и температуры.
24. Электродные потенциалы. Зависимость электродного потенциала от активностей участников полуреакции, рН среды.
25. Стандартные значения потенциалов.

26. Механизм возникновения электродных потенциалов.
27. Примеры расчета ЭДС для элемента Даниэля-Якоби. Закон Кирхгофа. Электродные, диффузионные и контактные разности потенциалов.
28. Классификация электродов и элементов. Концентрационные элементы.
29. Электроды первого рода. Элемент Вестона.
30. Электроды второго рода: каломельный, хлорсеребряный.
31. Окислительно-восстановительные электроды. Хингидронный электрод.
32. Ионоселективные электроды. Стекланный электрод.
33. Классификация электродов и элементов по обратимости. Элемент Вольта.
34. Потенциометрия. Применение метода для расчета термодинамических параметров, коэффициента активности, pH раствора и константы кислотности.
35. Электролиз. Основные понятия. Сущность процесса. Катодный процесс в растворах.
36. Механизм образования катодного слоя металла.
37. Электролиз расплавленных солей.
38. Электролитическое восстановление водных растворов. Зависимость процесса электролитического восстановления от величины катодного потенциала, материала катода и его поверхности, температуры, плотности тока, природы электролита (pH).
39. Электролитическое окисление водных растворов. Зависимость процесса электролитического окисления от материала анода, плотности тока, температуры.
40. Электролиз водных растворов хлоридов щелочных металлов.
41. Электролиз воды.
42. Основные понятия и предмет кинетики.
43. Скорость химической реакции. Факторы, влияющие на скорость химической реакции.
44. Закон действующих масс для скоростей реакции.
45. Константа скорости химической реакции и период полупревращения.
46. Необратимые реакции нулевого и первого порядка.
47. Обратимые реакции первого порядка.
48. Необратимые реакции второго порядка.
49. Необратимые реакции третьего порядка.
50. Определение порядка реакции: метод подстановки, графический метод, метод Вант-Гоффа, по периоду полупревращения.
51. Энергия активации. Зависимость энергии активации от природы реагентов, конкретного механизма реакции, температуры.
52. Распределение частиц по скоростям и энергии. Распределение Максвелла.
53. Распределение Больцмана. Расчет доли активных молекул.
54. Теория активных столкновений. Уравнение Аррениуса.
55. Анализ уравнения Аррениуса. Правило Вант-Гоффа.
56. Теория активированного комплекса Эйринга.
57. Анализ уравнения Эйринга. Связь энергии активации с энтальпией активации.
58. Две параллельные реакции первого порядка.
59. Две последовательные реакции первого порядка.
60. Зависимость скорости последовательных реакций от величины константы скорости реакции.

61. Фотохимические реакции: энергетика и стехиометрия. Кинетика фотохимических реакций.
62. Общие представления о цепных реакциях. Основные стадии.
63. Кинетика цепных процессов.
64. Общие представления о каталитических реакциях. Особенности катализа. Способы ускорения реакций.
65. Кинетика каталитических реакций. Уравнение Михаэлиса-Ментен.
66. Общие понятия о гетерогенных процессах. Диффузия. Законы Фика.
67. Скорость гетерогенных реакций.
68. Неравновесные электрохимические процессы. Роль диффузии в электрохимических процессах.
69. Расчет стационарного тока при электролизе.
70. Расчет концентрации реагента при электролизе.
71. Законы электролиза.
72. Электродная поляризация.
73. Полярография. Анализ полярографической кривой.