

**МИНИСТЕРСТВО СЕЛЬСКОГО ХОЗЯЙСТВА РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ**



**Федеральное государственное бюджетное  
образовательное учреждение  
высшего профессионального образования  
«Саратовский государственный аграрный университет  
имени Н.И. Вавилова»**

**СОГЛАСОВАНО**  
Заведующий кафедрой  
Древко Б.И./  
« 26 » августа 2013 г.

**УТВЕРЖДАЮ**  
Декан факультета  
Морозов А.А./  
« \_\_\_\_\_ » \_\_\_\_\_ 2013 г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

Дисциплина **ФИЗИЧЕСКАЯ ХИМИЯ**

Направление подготовки **260200.62 Продукты питания животного происхождения**

Профиль подготовки **Технология молока и молочных продуктов**


Квалификация (степень) выпускника **Бакалавр**

Нормативный срок обучения **4 года**

Форма обучения **Очная**

	Всего	Количество часов							
		в т.ч. по семестрам							
		1	2	3	4	5	6	7	8
Общая трудоемкость дисциплины, ЗЕТ	3			3					
Общее количество часов	108			108					
Аудиторная работа – всего, в т.ч.:	72			72					
лекции	36			36					
лабораторные	36			36					
практические	x			x					
Самостоятельная работа	36			36					
Количество рубежных контролей	x			3					
Форма итогового контроля	x			зачет					
Курсовой проект (работа)	x			x					

*Разработчик: доцент Ловцова Л.Г.*

  
(подпись)

**Саратов 2013**

## **1. Цели освоения дисциплины**

Целью освоения дисциплины «Физическая химия» является формирование навыков проведения и контроля физико-химических процессов и использования их результатов для решения специальных задач в техническом процессе продуктов питания животного происхождения.

## **2. Место дисциплины в структуре ООП ВПО**

В соответствии с учебным планом по направлению подготовки 260200.62 Продукты питания животного происхождения, дисциплина «Физическая химия» относится к вариативной части математического и научно-естественного цикла.

Дисциплина базируется на знаниях, имеющихся у студентов при получении среднего (полного) общего или среднего профессионального образования, и на знаниях, имеющихся у студентов после изучения курсов неорганической химии и физики.

Для качественного усвоения дисциплины студент должен:

- знать: основные химические понятия и законы; химические элементы и их соединения; сведения о свойствах неорганических и органических соединений; фундаментальные понятия физики и основные физические явления;
- уметь: планировать и выполнять несложные химические эксперименты, а также прогнозировать их результаты; обрабатывать полученные экспериментальные данные; проводить вычисления по уравнениям химических реакций, владеть методами высшей математики, в частности, интегральным и дифференциальным исчислением, работать на лабораторных приборах и оборудовании.

Дисциплина «Физическая химия» является базовой для изучения следующих дисциплин: «Общая микробиология и микробиология», «Химия пищи», «Химия дисперсных систем».

## **3. Компетенции обучающегося, формируемые в процессе изучения дисциплины «Физическая химия»**

Дисциплина «Физическая химия» направлена на формирование у студентов общекультурной компетенции «Использование основных законов естественнонаучных дисциплин в профессиональной деятельности, применение методов математического анализа и моделирования, теоретического и экспериментального исследования» (ОК-10).

В результате освоения дисциплины студент должен:

- **Знать:** кинетику химических и физико-химических процессов, основы катализа, практическое приложение законов термодинамики, термохимии, особенностей фазовых явлений и др.;
- **Уметь:** оценивать теоретическую возможность осуществления физико-химического процесса, скорость и глубину его протекания;
- **Владеть:** правилами влияния на конечный результат физико-химического процесса и время его достижения; оптимизировать параметры проведения процесса.

#### 4. Структура и содержание дисциплины «Физическая химия»

Общая трудоёмкость дисциплины составляет 3 зачётные единицы, 108 часа, из них аудиторная работа – 72 ч., самостоятельная работа – 36 ч.

Таблица 1

Структура и содержание дисциплины «Физическая химия»

№ п/п	Тема занятия. Содержание	Неделя семестра	Аудиторная работа			Самостоятельная работа Количество часов	Контроль знаний		
			Вид занятия	Форма проведения	Количество часов		Вид	Форма	max балл
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
4 семестр									
1	<b>Вводная лекция.</b> Предмет и содержание курса. Значение для развития мясной и молочной промышленности. Особенности агрегатных состояний вещества. Основные газовые законы. Уравнения состояния идеального газа.	1	Л	В	2			КЛ	
2	Правила безопасности при работе в химической лаборатории. Основные газовые законы: Бойля-Мариотта, Шарля, Гей-Люссака. Уравнение состояния идеальных и реальных газов. Решение задач.	1	ЛЗ	П	2	4	ВК	ПО	5
3	<b>Реальные газы.</b> Уравнение Ван-дер-Вальса. Межмолекулярные взаимодействия. <b>Особенности твердого состояния.</b> Ионные, ковалентные, молекулярные, металлические решетки. <b>Жидкое состояние.</b> Электрический дипольный момент. Вязкость.	2	Л	Т	2			КЛ	

4	Выполнение лабораторной работы: «Определение молекулярной рефракции и строение веществ»	2	ЛЗ	Т	2	2		УО	
5	<b>Основные понятия термодинамики</b> Система, термодинамический процесс, параметры состояния. Внутренняя энергия и ее свойства. Теплота и работа.	3	Л	Т	2			КЛ	
6	Выполнение лабораторной работы: «Определение концентрации растворов (спирта) рефрактометрическим методом»	3	ЛЗ	Т	2	2		УО	
7	<b>Первый закон термодинамики:</b> Аналитические выражения и формулировки 1 закона термодинамики. Понятие энтальпии. Термохимия: виды и расчет тепловых эффектов физико-химических процессов..	4	Л	В	2			КЛ	
8	I закон термодинамики. Внутренняя энергия, работа, теплота. Закон Гесса. Закон Кирхгофа. Теплоемкость термодинамической системы	4	ЛЗ	Т	2	2		УО	
9	<b>Второй закон термодинамики.</b> Самопроизвольные и не самопроизвольные процессы, их критерии. Формулировки II начала термодинамики. Расчет и свойства энтропии.	5	Л	Т	2			КЛ	
10	Выполнение лабораторной работы: «Тепловая постоянная калориметра».	5	ЛЗ	Т	2	2		УО	
11	<b>Третье начало термодинамики</b> Тепловая теорема Нернста и постулат Планка. Абсолютное значение энтропии. Свободная энергия термодинамической системы.	6	Л	Т	2			КЛ	
12	Выполнение лабораторных работ: «Определение теплоты растворения соли»	6	ЛЗ	Т	2	4	РК	ПО	15
13	<b>Учение о растворах. Растворы неэлектролитов.</b> Определение понятий фаза, компонент, идеальные и реальные растворы. Способы выражения концентрации растворов. Уравнение Клаузиуса- Клапейрона. Растворы газов в жидкости (закон Генри) (уравнение Шредера). Взаимная растворимость жидкостей и факторы, влияющие на нее.	7	Л	В	2			КЛ	

14	Второй закон термодинамики. Решение задач на расчет энтропии и свободных энергий Гиббса и Гельмгольца для различных процессов.	7	ЛЗ	Т	2	2		УО	
15	<b>Растворы летучих смесей. Растворы электролитов.</b> Закон Рауля и отклонения от него. Взаимосвязь диаграмм: давление- состав и Ткип-состав для растворов. Законы Коновалова. Закон распределения растворенного вещества Нернста- Шилова. Экстракция. Криоскопия. Эбулиоскопия. Осмос и его значение.	8	Л	Т	2			КЛ	
16	Характеристические функции. Понятие о химическом потенциале. Решение задач.	8	ЛЗ	Т	2	2	ТК	УО	
17	<b>Равновесие в растворах электролитов</b> Сольватная теория растворов. Образование ионов в водных растворах. Энергия сольватации и энергия кристаллической решетки. Тепловые эффекты при растворении. Сильные и слабые электролиты.	9	Л	Т	2			КЛ	
18	Понятие компонента, фазы. Расчет теплот различных фазовых переходов. Уравнение Клаузиуса-Клапейрона. Понятие и виды растворов. Закон Генри. Высаливание.	9	ЛЗ	Т	2	2	ТК	УО	
19	<b>Электрическая проводимость растворы электролитов.</b> Скорость движения ионов. Удельная, молярная электрическая проводимость электролитов. Практическое применение электрической проводимости.	10	Л	Т	2			КЛ	
20	Выполнение лабораторной работы: "Взаимная растворимость жидкостей в двухкомпонентной системе".	10	ЛЗ	Т	2	2	ТК	УО	
21	<b>Основные понятия электрохимии. Электродика.</b> Понятие электрода. Электродного потенциала, гальванического элемента, его ЭДС. Типы гальванических элементов. Уравнение Нернста. Связь ЭДС и Кравн. Классификация электродов.	11	Л	Т	2			КЛ	
22	Свойства растворов. Закон Рауля. Законы Коновалова. Криоскопия. Эбулиоскопия. Осмос.	11	ЛЗ	П	2	4	РК	ПО	15
23	<b>Электроды первого, второго рода.</b> Окислительно-восстановительные электроды и потенциалы Потенциометрия	12	Л	Т	2			КЛ	
24	Выполнение лабораторной работы: "Распределение вещества между двумя	12	ЛЗ	Т	2	2	ТК	УО	

	несмешивающимися жидкостями".								
25	<b>Кинетика гомогенных реакций.</b> Понятие скорости, константы скорости, порядка, молекулярности, механизма. Сложные реакции.	13	Л	В	2			КЛ	
26	Растворы сильных электролитов. Сольватная теория растворов. Решение задач.	13	ЛЗ	Т	2		ТК	УО	
27	<b>Количественные соотношения между скоростью некоторых реакций и концентрациями реагентов.</b> Влияние температуры на скорость химической реакции: правило Вант-Гоффа, уравнение Аррениуса.	14	Л	Т	2			КЛ	
28	Л.р. «Определение константы и степень диссоциации слабого электролита».	14	ЛЗ	Т	2	2	ТК	УО	
29	<b>Химические и фазовые равновесия</b> Закон действующих масс. Константа равновесия и способы ее выражения. ( $K_p, K_c, K_x$ ). уравнение изотермы химической реакции. Принцип Ле-Шателье-Брауна. Уравнение изобары и изохоры.	15	Л	Т	2			КЛ	
30	Электродика. Понятие электрода, электродного потенциала, гальванического элемента и его ЭДС. Виды электродов. Уравнение Нернста. Решение задач.	15	ЛЗ	Т	2	2	ТК	УО	
31	<b>Особенности химического равновесия.</b> Влияние изменения внешних условий на равновесие. Равновесие между фазами и диаграмма состояния. Уравнение Клайперона	16	Л	Т	2			КЛ	
32	Выполнение лабораторной работы: "Определение ЭДС гальванического элемента".	16	ЛЗ	Т	2		ТК	УО	
33	<b>Катализ. Каталитические процессы и катализаторы.</b> Кислотно-основной, окислительно-восстановительный, гомогенный гетерогенный, ферментативный катализ. <b>Фотохимические реакции.</b> Взаимодействие излучения с веществом. Закон эквивалентности Эйнштейна Флotosинтез.	17	Л	Т	2			КЛ	
34	Кинетика. Основные понятия: Скорость реакции, константа скорости, порядок и молекулярность химической реакции Решение задач.	17	ЛЗ	Т	2		ТР	УО	5
35	<b>Перспективы развития технологий</b> мясной и молочной продукции с влиянием физико-химических технологий.	18	Л	Т	2			КЛ	
36	Кинетика сложных реакций. Влияние	18	ЛЗ	ПК	2	2	РК	ПО	10

	температуры на скорость химической реакции. Решение задач.								
	<b>Выходной контроль</b>						ВыхК	3	22
<b>Итого:</b>					<b>72</b>	<b>36</b>			<b>72</b>

### **Примечание:**

Условные обозначения:

**Виды аудиторной работы:** Л – лекция, ЛЗ – лабораторное занятие.

**Формы проведения занятий:** В – лекция-визуализация, П – проблемная лекция/занятие, ПК – лекция-пресс-конференция (занятие пресс-конференция), Т – лекция/занятие, проводимое в традиционной форме, ДИ – деловая игра.

**Виды контроля:** ВК – входной контроль, ТК – текущий контроль, РК – рубежный контроль, ТР – творческий рейтинг, ВыхК – выходной контроль.

**Форма контроля:** УО – устный опрос, ПО – письменный опрос, КЛ – конспект лекции, З – зачет.

## **5. Образовательные технологии**

Для успешной реализации образовательного процесса по дисциплине «Физическая химия» и повышения его эффективности используются как традиционные педагогические технологии, так и методы активного обучения: лекция-визуализация, проблемная лекция, проблемное занятие, занятие пресс-конференция, лабораторные работы профессиональной направленности, деловые игры.

Удельный вес занятий, проводимых с использованием активных и интерактивных методов обучения, в целом по дисциплине составляет 25 % аудиторных занятий (в ФГОС не менее 20 %).

## **6. Оценочные средства для проведения входного, рубежного и выходного контролей**

### **Вопросы для входного контроля**

1. Написать выражение для  $K_{рав}$  следующей реакции:  $CO + 3H_2 \leftrightarrow CH_4 + H_2O$
2. Написать выражение для  $K_{рав}$  следующей реакции:  $2H_2 + O_2 \leftrightarrow H_2O$
3. Написать выражение для  $K_{рав}$  следующей реакции:  $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$
4. Написать выражение для  $K_{рав}$  следующей реакции:  $2AgNO_3 \leftrightarrow 2Ag + 2NO_2 + O_2$
5. Вычислить молярную концентрацию раствора, в 500 мл которого содержится: 10 г сульфата аммония

6. Вычислить молярную концентрацию раствора, в 500 мл которого содержится: 15 г хлорида меди (II)
7. Вычислить молярную концентрацию раствора, в 500 мл которого содержится: 10 г карбимида
8. Вычислить молярную концентрацию раствора, в 500 мл которого содержится: 20 г глюкозы
9. Написать уравнение электролитической диссоциации (ступенчато): фосфорной кислоты
10. Написать уравнение электролитической диссоциации (ступенчато): серной кислоты
11. Написать уравнение электролитической диссоциации (ступенчато): сероводородной кислоты
12. Написать уравнение электролитической диссоциации (ступенчато): хлорид железа (III)
13. Взять следующий интеграл:  $\int x dx$
14. Взять следующий интеграл:  $\int \frac{dx}{x}$
15. Взять следующий интеграл:  $\int x^n dx$
16. Взять следующий интеграл:  $\int ax dx$
17. Выразить  $x$   $\lg x = a$
18. Выразить  $x$   $\ln x = a$
19. Выразить  $x$   $-\lg x = a$
20. Выразить  $x$   $\frac{1}{2} \ln x = -c$
21. Написать аналитическое выражение для: закон Ома
22. Написать аналитическое выражение для: закон Кулона

### **Вопросы рубежного контроля № 1**

*Вопросы, рассматриваемые на аудиторных занятиях*

1. Агрегатные состояния вещества с точки зрения подвижности составляющих вещество частиц и скоростей диффузии.
2. Основные газовые законы. Уравнение состояния идеального газа Менделеева-Клапейрона.
3. Характеристика параметров состояния вещества (масса, давление, температура, объем).
4. Понятие о плотности и молекулярном объеме. Закон Авогадро.
5. Основные понятия и величины химической термодинамики: термодинамические системы и термодинамические параметры состояния.
6. Состояние равновесия термодинамических систем. Обратимые и необратимые термодинамические процессы.
7. Энергия системы и ее виды. Понятие о внутренней энергии системы и



- способы ее определения. Работа и теплота как способы передачи энергии.
8. Функции состояния термодинамических систем. Понятие об энтальпии.
  9. Первое начало термодинамики как закон сохранения энергии.
  10. Теплота реакции (тепловой эффект). Эндотермические и экзотермические процессы). Стандартное состояние системы.
  11. Понятие об удельной и молярной теплоемкости. Зависимость теплоемкости от температуры. Закон Кирхгофа, его интегральная и дифференциальная формы.
  12. Сущность калориметрического определения теплового эффекта химической реакции.
  13. Скрытая теплота изменения агрегатного состояния вещества. Энтальпия образования как критерий устойчивости сложных веществ.
  14. Закон Гесса и использование его в термодинамических расчетах.
  15. Следствия из закона Гесса.
  16. Понятие об энтропии как функции состояния термодинамической системы. Расчет энтропии для обратимых и необратимых процессов.
  17. Второе начало термодинамики и его математическая формулировка.
  18. Энтропия как критерий необратимости и обратимости термодинамических систем.
  19. Статистическая интерпретация энтропии как вероятности ее состояния.
  20. Третье начало термодинамики. Энтропия и время. Теория тепловой смерти Вселенной.
  21. Понятие о свободной энергии Гиббса (изобарно-изотермического потенциала) и свободной энергии Гельмгольца (изохорно-изотермического потенциала) как критериев обратимости и необратимости протекания термодинамических процессов.
  22. Свободная энергия и направление химических реакций.
  23. Стандартная свободная энергия образования.

#### *Вопросы для самостоятельного изучения*

1. Типы химических связей и кристаллических решеток.
2. Расчет тепловых эффектов химических реакций и физико-химических процессов.
3. Цикл Карно. КПД тепловой машины. Понятие приведенной теплоты.
4. Статистическое толкование энтропии и второго начала термодинамики.

#### **Вопросы рубежного контроля № 2**

##### *Вопросы, рассматриваемые на аудиторных занятиях*

1. Понятие «фаза», «фазовый переход», «фазовое равновесие», «компонент», «степень свободы». Классификация и примеры термодинамических систем с точки зрения фазового равновесия. Правило фаз Гиббса. Максимальное число фаз, находящихся в равновесии в одно- и двухкомпонентной системе.

2. Зависимость температуры фазового перехода от давления. Уравнение Клаузиуса-Клапейрона и его интегрирование. Расчет давления пара над жидкостью и твердым веществом.  
Понятие раствора. Взаимная растворимость двух веществ. Растворы твердые и жидкие. Способы выражения концентрации растворов.
3. Идеальные и реальные растворы. Давление пара над бинарным раствором легколетучих веществ.  
Первый закон Рауля и его значения для расчета составов растворов, молярной массы растворенного вещества.
4. Явление криоскопии. Второй закон Рауля. Физический смысл криоскопической константы. Применение криоскопических методов и их ограничение.
5. Явление эбуллиоскопии. Эбуллиоскопическая константа, её физический смысл. Определение молярной массы вещества методом эбуллиоскопии, ограничения метода.
6. Явление осмоса. Осмотическое давление. Изотонические растворы. Уравнение Вант-Гоффа и его использование. Роль осмоса в природе.
7. Типы и методы построения диаграмм растворимости двух жидкостей с ограниченной взаимной растворимостью. Связь типа диаграммы с энергией межмолекулярного взаимодействия.
8. Теоретические основы экстракции. Закон Нернста. Анализ трехкомпонентной системы на основе правила фаз Гиббса. Понятие обратимости химической реакции. Закон действующих масс.
9. Связь константы равновесия с изменением изобарно-изометрического потенциала реакции.
10. Влияние температуры на равновесие химической реакции. Вывод уравнения Вант - Гоффа (в дифференциальной форме).
11. Сольватная теория растворов. Энергия кристаллической решетки и теплота гидратации. Тепловые эффекты при растворении веществ. Влияние природы растворителя на растворимость веществ.
12. Понятие электролитической диссоциации. Константа и степень диссоциации. Сильные и слабые электролиты.
13. Зависимость степени диссоциации от температуры, природы электролита, его концентрации, присутствия одноименных ионов. Закон разбавления Оствальда. Методы определения степени диссоциации.
14. Удельная и молярная электрическая проводимость проводников второго рода, зависимость этих величин от температуры, концентрации, природы электролита и растворителя. Закон Кольрауша.
15. Теория сильных электролитов Дебая-Хюккеля. Ионная атмосфера. Понятие активности, коэффициент активности, ионной силы раствора.
16. Основные понятия химической кинетики: скорость реакции и константа скорости, их физический смысл и факторы, определяющие их величину. Порядок и молекулярность реакции, причины их несовпадения.
17. Формальная кинетика простых реакций нулевого и первого порядка. Формальная кинетика простых реакций второго порядка.

18. Понятие сложных реакций. Основные закономерности протекания параллельных реакций.
19. Обратимые химические реакции. Особенности кинетического и термодинамического понятия обратимости. Связь равновесной концентрации продукта с константой равновесия.
20. Зависимость скорости химической реакции от температуры. Закон Вант-Гоффа и уравнение Аррениуса.
21. Понятие энергии активации реакции и способы её определения. Теория и уравнения Аррениуса.
22. Понятие цепных реакций и их классификация. Примеры. Особенности кинетики разветвленных цепных реакций.
23. Простые цепные реакции, понятие и примеры. Особенности кинетики подобных реакций.

#### *Вопросы для самостоятельного изучения*

1. Диаграмма состояния воды. Описание диаграммы с точки зрения числа фаз и числа степеней свободы. Тройная точка воды.
2. Типы изотермических и изобарных диаграмм состояния бинарных растворов легколетучих веществ. Азеотропные смеси.
3. Теоретические основы разделения веществ методом дистилляции и ректификации. Законы Коновалова.
4. Термический анализ. Построение диаграмм состояния бинарных конденсированных систем по кривым охлаждения.
5. Типы диаграмм состояния твердых двухкомпонентных систем с эвтектикой. Анализ всех областей и кривых на диаграмме.
6. Ионное произведение воды. Понятие рН и рОН раствора. Вычисление рН растворов сильных и слабых кислот и оснований. Буферные растворы.
7. Измерение ЭДС гальванических элементов компенсационным методом. Нормальный элемент Вестона.
8. Классификация электродов по типу электродной реакции. Зависимость потенциала электрода от концентрации потенциалопределяющих ионов.

#### **Вопросы выходного контроля (зачета)**

1. Общая характеристика различных агрегатных состояний вещества. Типы межмолекулярных взаимодействий.
2. Конденсация газов. Физические свойства жидкостей. Молекулярная рефракция. Уравнения Клаузиуса-Мосотти, Максвелла, Лорентц-Лорентца.
3. Кристаллическое и аморфное состояние. Изотропия и анизотропия. Типы кристаллических решеток.
4. Понятие идеального газа. Основные газовые законы (Бойля-Мариотта, Шарля, Гей-Люссака, Дальтона).
5. Уравнение состояния идеального (Менделеева-Клапейрона) и реального (Ван-дер-Ваальса) газов.
6. Основные понятия химической термодинамики. Типы термодинамических систем. Параметры состояния зависимые и независимые, интенсивные и

экстенсивные. Типы термодинамических процессов (обратимые, необратимые, самопроизвольные, несамопроизвольные).

7. Понятие, примеры и свойства функций состояния. Внутренняя энергия системы. Теплота и работа как формы передачи внутренней энергии.

8. Сущность и формулировки I начала термодинамики. Расчет теплоты и работы в процессах различных типов.

9. Теплоемкость термодинамической системы. Теплоемкость при постоянном давлении и объеме. Формула Майера. Расчет теплоты изобарного и изохорного процессов.

10. Закон Гесса и следствия из него. Расчет тепловых эффектов химических реакций и физико-химических процессов.

11. зависимость теплового эффекта реакции от температуры. Закон Кирхгофа в дифференциальной и интегральной форме.

12. Понятие энтропии. Статистическое толкование энтропии. Энтропия как критерий самопроизвольного течения процесса в изолированных системах.

13. Цикл Карно и КПД тепловой машины.

14. Формулировка II начала термодинамики, его статистическое толкование. Расчет изменения энтропии в процессах различных типов. Объединенное уравнение I и II начала термодинамики.

15. Тепловая теорема Нернста и постулат Планка. Третье начало термодинамики. Абсолютное значение энтропии вещества.

16. Свободная энергия Гиббса и Гельмгольца. Направленность процессов в закрытых системах.

17. Характеристические функции. Понятие о химическом потенциале.

18. Основные понятия теории фазовых равновесий. Степени свободы термодинамической системы. Правило фаз Гиббса и его применение.

19. Диаграмма состояния индивидуального вещества. Тройная точка. Уравнение Клаузиуса-Клапейрона в дифференциальной и интегральной форме.

20. Идеальные и реальные растворы. Тепловые эффекты при растворении. Растворимость газов в жидкостях. Закон Генри.

21. Первый закон Рауля. Криоскопия и эбуллиоскопия. Криоскопическая и эбуллиоскопические константы растворителя, их физический смысл.

22. Осмотическое давление. Закон Вант-Гоффа. Изотонические растворы. Изотонический коэффициент.

23. Типы изобарных и изотермических диаграмм бинарных растворов летучих веществ. Азеотропы и азеотропная точка. Разделение жидких смесей ректификации. Законы Коновалова. Перегонка азеотропных смесей.

25. Конденсированные двухкомпонентные системы. Термический анализ. Различные типы взаимной растворимости твердых веществ и соответствующие диаграммы состояния.

26. Трехкомпонентные системы. Распределение вещества между двумя несмешивающимися фазами. Уравнение Нернста. Экстракция.

27. Типы констант равновесия для реакций между идеальными газами и связь между ними. Связь константы равновесия с изменением изобарно-изотермического потенциала реакции.

28. Уравнения изобары и изохоры химической реакции. Влияние давления на константу химического равновесия.
29. Сольватная теория растворов. Константа и степень диссоциации, закон разбавления Оствальда. Методы определения степени диссоциации.
30. Теория сильных электролитов Дебая-Хюккеля. Активность, коэффициент активности, ионная сила раствора.
31. Проводники второго рода. Понятие абсолютной скорости движения ионов. Особенности движения катиона гидроксония и гидроксид-аниона. Числа переноса.
32. Понятие удельной и молярной электрической проводимости. Факторы, влияющие на электропроводность растворов.
33. Связь молярной электропроводности слабых электролитов с абсолютными скоростями движения ионов (уравнение Аррениуса). Закон независимости движения ионов.
34. Электропроводность растворов сильных электролитов. Электрофоретический и релаксационный эффекты. Уравнение Онзагера. Эффекты Вина и Фалькенгагена.
35. Метод измерения электропроводности растворов. Применение кондуктометрии.
36. природа возникновения ЭДС гальванического элемента. Обратимые и необратимые элементы.
37. Стандартный водородный электрод. Стандартный и реальный электродный потенциал. Определение величины и знака электродного потенциала. Уравнение Нернста.
38. Измерение ЭДС гальванических элементов компенсационным методом. Нормальный элемент Вестона.
39. Классификация электродов по типу электродного процесса и назначению. Типы электрохимических элементов. Термодинамика гальванических элементов.
40. Основные понятия химической кинетики: скорость реакции и константа скорости, их физический смысл и факторы, определяющие их величину. Порядок и молекулярность реакции. Время полупревращения.
41. Особенности кинетики простых реакций нулевого и первого порядка. Выражения для константы скорости, текущей концентрации вещества, времени полупревращения.
42. Особенности кинетики простых реакций второго порядка. Выражение для константы скорости, текущей концентрации вещества, времени полупревращения.
43. Порядок и молекулярность реакции, причины их несовпадения. Методы определения порядка химических реакций.
44. Понятие сложных реакций. Основные закономерности протекания параллельных реакций.
45. Последовательные реакции. Примеры и основные кинетические закономерности. Лимитирующая стадия процесса.

46. Обратимые химические реакции. Связь равновесий концентрации продукта с константой равновесия.
47. Зависимости скорости химической реакции от температуры. Закон Вант-Гоффа и Аррениуса.
48. Понятие энергии активации реакции и способы ее определения. Теория и уравнение Аррениуса.
49. Понятие цепных реакций и их классификация. Примеры. Особенности кинетики разветвленных цепных реакций.
50. Простые цепные реакции, понятие и примеры. Особенности кинетики подобных реакций.
51. Фотохимические процессы. Взаимодействие света с веществом. Закон фотохимической эквивалентности, эффект Франка-Рабиновича.
52. понятие квантового выхода реакции. Классификация реакций по величине квантового выхода, примеры. Влияние различных факторов на скорость фотохимических процессов.
53. Сенсбилизация и основы фотосинтеза. Физико-химические аспекты фотосинтеза, его значение.
54. Основные положения теории столкновений. Сущность предэкспоненциального множителя в уравнении Аррениуса.
55. Теория переходного состояния Эйринга-Поляни. Сущность предэкспоненциальной константы в уравнении Аррениуса.
56. Катализ. Гомогенные и гетерогенные катализаторы, ингибиторы, промоторы. Требования, предъявляемые к промышленным катализаторам.
57. Стадийный и слитный механизмы каталитического действия. Причины ускорения реакций катализаторами. Автокатализ.
58. Понятия и примеры кислотно-основного и окислительно-восстановительного катализа. Механизм действия указанных катализаторов.
59. Металлокомплексный катализ, катализ металлами и оксидами металлов. Механизм действия указанных катализаторов.
60. Ферментативный катализ. Кинетика ферментативных реакций. Имобилизация ферментов.

### **Темы рефератов**

1. Типы химических связей и кристаллических решеток.
2. Расчет тепловых эффектов химических реакций и физико-химических процессов.
3. Цикл Карно. КПД тепловой машины. Понятие приведенной теплоты.
4. Статистическое толкование энтропии и второго начала термодинамики.
5. Применение катализа в промышленности.
6. Аккумуляторы на службе человека.
7. Роль фотосинтеза в природе.

## 7. Учебно-методическое и информационное обеспечение дисциплины

### а) основная литература (библиотека СГАУ)

1. Белик, В.В. Физическая и коллоидная химия : учебник [Текст] / В. В. Белик, К. И. Киенская. - 2-е изд., стер. - М. : Академия, 2006. - 287 с. - (Среднее проф. образование. Химическая технология).-ISBN 5-7695-2804-4
2. Горшков, В.И., Основы физической химии : учебник [Текст]/ В.И. Горшков, И.А. Кузнецов. – М.: БИНОМ, 2006. – 407 с. ISBN 5-94774-375-2
3. Кругляков П.М. Физическая и коллоидная химия : учебное пособие / П. М. Кругляков, Т. Н. Хаскова. - 2-е изд., испр. - М. : Высш. шк., 2007. - 319 с. : ил. - ISBN 978-5-06-004404-1
4. Дамаскин, Б.Б. Электрохимия.: учебник [Текст] / Петрий, О.А., – М.: Колос, 2006. – 672 с. ISBN 5-9532-0295-4
5. Зимон, А.Д. Физическая химия: учебник [Текст] / А.Д.Зимон; МГТА.-М.: Агар, 2003 – 320 с. ISBN 5-89218-149-9

### б) дополнительная литература

1. Стромберг А.Г.,. Физическая химия / Под ред. Стромберга А.Г., Семченко Д.П – М.: Высшая школа, 2001. – 527 с. 978-5-06-006161, 5-06-003627-8
2. Физическая и коллоидная химия (в общественном питании): учебное пособие / С.В. Горбунцова, Э.А. Муллоярова, Е.С. Оробейко, Е.В. Федоренко. – М.: Альфа-М; ИНФРА-М, 2006. – 270 с. . ISBN 5-98281-093-2
3. Равдель, А.А. Краткий справочник физико-химических величин./ Пономарева А.М. – СПб: Иван Федоров, 2003. – 240 с.
4. Хмельницкий, Р.А., Физическая и коллоидная химия. - М.: Высшая школа, 1995.-398 с. ISBN 5-06-001257-3
5. Казаринова, Т.Д. Методическое пособие по физической химии. Агрегатные состояния вещества. Основы химической термодинамики (часть 1) / Сост. Т.Д. Казаринова, Л.А. Исайчева. – Саратов, 2009. – 42 с.
6. Казаринова, Т.Д. Методическое пособие по физической химии. Фазовые равновесия. Термодинамические свойства растворов (часть 2) / Сост. Т.Д. Казаринова, Л.А. Исайчева. – Саратов, 2009. – 42 с.
7. Казаринова, Т.Д. Коллоидная химия: Методические указания к лабораторным работам / Сост. Т.Д. Казаринова, Л.А. Исайчева. – Саратов, 2009 – 24 с.

в) базы данных, информационно-справочные и поисковые системы по химии, поисковые системы Rambler, Yandex, Google:

- Электронная библиотека СГАУ - <http://library.sgau.ru>
- <http://ru.wikipedia.org/wiki/>
- <http://www.anchem.ru/>

## **8. Материально-техническое обеспечение дисциплины**

Для проведения занятия используется следующее материально-техническое обеспечение:

1. лабораторные приборы и оборудование: вытяжные шкафы, сушильные шкафы, технические весы, аналитические весы, фотоэлектроколориметры, набор селективных электродов; водяные бани; лабораторный калориметр, магнитная мешалка
2. химические реактивы, справочные таблицы и плакаты.

Программа составлена в соответствии с требованиями ФГОС ВПО с учетом рекомендаций и ПрООп ВПО по направлению подготовки 260200.62  
Продукты питания животного происхождения