

федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение  
высшего образования  
«Приволжский исследовательский медицинский университет»  
Министерства здравоохранения Российской Федерации



УТВЕРЖДАЮ  
по учебной работе

Проректор  
профессор

Е.С. Богомолова

« 28 » августа \_\_\_\_\_ 2020 г.

## РАБОЧАЯ ПРОГРАММА

**Дисциплина: Физическая и коллоидная химия**

**Направление подготовки: 33.05.01 - Фармация**

**Квалификация выпускника: специалист**

**Факультет: фармацевтический**

**Форма обучения: очная**

2020 г.

Рабочая программа разработана в соответствии с ФГОС ВО по специальности  
33.05.01 фармация, утвержденным приказом Министерства образования и науки  
Российской Федерации №1037 от 11 августа 2016 года

**Составители рабочей программы:**

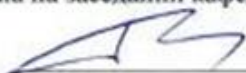
Кондрашина О.В., к.х.н., доцент

Гордцов А.С., д.х.н., заведующий кафедрой, профессор

Программа рассмотрена и одобрена на заседании кафедры (протокол № 1)

Заведующий кафедрой,

д.х.н, профессор



(Гордцов А.С.)

СОГЛАСОВАНО

Председатель цикловой методической комиссии по естественно – научным дисциплинам

д.б.н., доцент, профессор



(Малиновская С.Л.)

СОГЛАСОВАНО

Начальник УМУ,

д.м.н., профессор



Потемина Т.Е.

«28» августа 2020 г.

## 1. Цель и задачи освоения дисциплины:

**Цель освоения дисциплины:** Способность к абстрактному мышлению, анализу синтезу (ОК-1);

Готовность к использованию основных физико-химических, математических и иных естественнонаучных понятий и методов решения профессиональных задач (ОПК-7).

### Задачи дисциплины:

Знать	<p>Цель и задачи физической и коллоидной химии, способы их решения; основные законы физики и химии, физикохимические явления и закономерности, используемые в физической и коллоидной химии; метрологические требования при работе с физико-химической аппаратурой; правила техники безопасности работы в химической лаборатории и с физической аппаратурой; растворы и процессы, протекающие в основные начала термодинамики, термохимии, включая роль и значение термодинамических потенциалов, следствия из закона Гесса; кинетика химических реакций; катализ; химическое равновесие, способы расчета констант равновесия; фазовые равновесия.</p> <p>Основы физико-химического анализа; способы расчета сроков годности, периода полупревращения лекарственных веществ;</p> <p>; физико-химические основы поверхностных явлений и дисперсных явлений; влияние различных факторов на деструкцию лекарственных веществ; возможности использования поверхностных явлений для приготовления лекарственных форм; основы фазовых и физических состояний полимеров, возможности их изменений с целью использования в медицине, фармации; основные свойства высокомолекулярных веществ; факторы, влияющие на застудневание, набухание, тиксотропию, синерезис, коацервацию, вязкость, периодические реакции в механизме приготовления лекарственных форм.</p>
-------	--

Уметь	самостоятельно работать с учебной и справочной литературой по физической и коллоидной химии; пользоваться основными приемами и методами физикохимических измерений; работать с основными типами приборов, используемых в физической и коллоидной химии;
	<p>рассчитывать термодинамические функции состояния системы, тепловые эффекты химических процессов; рассчитывать константы равновесия, равновесные концентрации реагентов, равновесный выход продуктов реакции, степень превращения исходных веществ; смещать равновесия в растворах;</p> <p>собирать простейшие установки для проведения лабораторных исследований; табулировать экспериментальные данные, графически представлять их, интерполировать, экстраполировать для нахождения искомых величин; измерять физико-химические параметры растворов;</p> <p>проводить элементарную статистическую обработку экспериментальных данных в физико-химических экспериментах; обрабатывать, анализировать и обобщать результаты физико-химических наблюдений и измерений; применять полученные знания при изучении аналитической, фармацевтической химии, фармакогнозии, фармакологии, токсикологии, технологии лекарств.</p>

Владеть	<p>методами статистической обработки экспериментальных результатов физико-химических исследований; методикой оценки погрешностей физико-химических измерений; методами колориметрии, поляриметрии, потенциометрии, сектрофотометрии, рефрактометрии, криометрии, хроматографии;</p> <p>навыками интерпретации рассчитанных значений термодинамических функций с целью прогнозирования возможности осуществления и направления протекания химических процессов; техникой проведения основных физико-химических экспериментов; техникой экспериментального определения рН растворов при помощи индикаторов и приборов;</p> <p>физико-химическими методами анализа веществ, образующих истинные растворы и дисперсные системы; навыками приготовления, оценкой качества, способами повышения стабильности дисперсных систем; навыками проведения научных исследований для установления взаимосвязи физико-химических свойств и фармакологической активности.</p>
---------	---

Место дисциплины в структуре ОПОП ВО организации.

2.1. Дисциплина относится к учебному математическому, естественнонаучному и медико-биологическому циклу (базовая часть);

2.2. Для изучения дисциплины необходимы знания и умения формируемые предшествующими дисциплинами:

### **Общая и неорганическая химия**

**Знания:** основные законы термодинамики, кинетики и химического равновесия. Растворы и их свойства. Электролиты. Теории кислот и оснований. Окислительно – восстановительные реакции.

**Умения:** определять направление протекания химических реакции по ТД величинам. Использовать кинетические закономерности для определения скорости протекания химических реакции. Определять состояние растворов кислот, оснований и солей. Определять направление протекания ОВР по разности стандартных потенциалов.

## **Физика**

**Знания:** Теоретические основы современных физических методов исследования веществ; принципы работы физических приборов, применяемых в фармации.

**Умения:** Определять физические характеристики лекарственных средств, в том числе: вязкость, показатель преломления, спектры поглощения, масс-спектры, определять концентрацию веществ в растворах методами фотоэлектрокалориметрии, спектрофотометрии, рефрактометрии, поляриметрии; использовать компьютер для сохранения, систематизации и обработки фармацевтической информации; самостоятельно работать с учебной и научной литературой для решения учебных и практических задач, оптимально вести поиск необходимой информации.

**Навыки:** Работа с физическими приборами: вискозиметрами, поляриметрами, фотоэлектрокалориметрами, спектрофотометрами, рефрактометрами, микроскопами; работа на персональном компьютере; самостоятельная работа с учебной и научной литературы для решения учебных и практических задач и для написания рефератов по фармацевтической тематике.

## **Математика**

**Знания:** Теоретические основы элементарной и высшей математики, необходимые для выполнения математических вычислений, применяемых в органической химии и биотехнологии.

**Умения:** Выполнять математические вычисления, необходимые для проведения экспериментальных лабораторных работ по органической химии и биотехнологии.

**Навыки:** Владеть методами статистической обработки экспериментальных результатов физико-химических исследований; методикой оценки погрешностей физико-химических измерений.

2.3. Изучение дисциплины необходимо для знаний, умений и навыков, формируемых последующими дисциплинами

Разделы дисциплины и междисциплинарной связи с обеспечиваемыми (последующими) дисциплинами

№№ п/п	Название обеспечиваемых (последующих) дисциплин	№№ разделов данной дисциплины, необходимых для изучения обеспечиваемых (последующих) дисциплин
1	Аналитическая химия	4, 9, 10, 11, 12, 13, 14, 15, 16, 19, 22, 24, 25, 26, 27, 29
2	Органическая химия	7, 8, 16, 17, 19, 30
3	Основы экологии и охраны природы	9, 10, 12, 13, 15, 24, 25, 26, 27, 28, 29, 30
4	Фармацевтическая химия	4, 5, 9, 11, 12, 13, 14, 15, 17, 20, 22,28, 29
5	Фармакогнозия	4, 5, 9, 12, 16, 17, 20, 24, 26, 28
6	Биологическая химия	4, 11, 12, 14, 16, 19, 22, 26 ,28, 29
7	Фармакология	4, 11, 12, 16, 20, 22, 29
8	Токсикологическая химия	4, 9, 16, 24, 26,28, 29
9	Фармацевтическая технология	4, 5, 7, 8, 9, 14, 15, 16, 20, 21, 22, 24, 26, 27, 29

### 3. Требования к результатам освоения дисциплины.

Изучение дисциплины направлено на формирование у обучающихся следующих общекультурных и общепрофессиональных компетенций:

№ п/п	Код компет енции	Содержани е компетенц ии (или ее части)	В результате изучения дисциплины обучающиеся должны:	
			Знать Уметь Владеть	Оценочные средства
1.	<b>ОК-1 ОПК- 7</b>	Способнос ть к абстрактно му мышлению , анализу,	<b>Знать:</b> цель и задачи физической и коллоидной химии, способы их решения; основные законы физики и химии, физикохимические явления и	1.Контроль ные работы по темам 2.Тесты (промежут очные и

		<p>синтезу.  Готовность к использованию основных физикохимических, математических и иных естественных понятий и методов при решении профессиональных задач</p>	<p>закономерности, используемые в физической и коллоидной химии; метрологические требования при работе с физикохимической аппаратурой; правила техники безопасности работы в химической лаборатории и с физической аппаратурой; растворы и процессы, протекающие в основные начала термодинамики, термохимии, включая роль и значение термодинамических потенциалов, следствия из закона Гесса; кинетика химических реакций; катализ; химическое равновесие, способы расчета констант равновесия; фазовые равновесия. Основы физико-химического анализа; способы расчета сроков годности, периода полупревращения лекарственных веществ; ; физико-химические основы поверхностных явлений и дисперсных явлений; влияние различных факторов на деструкцию лекарственных веществ; возможности использования поверхностных явлений для приготовления лекарственных форм; основы фазовых и физических состояний полимеров, возможности их изменений с целью использования в медицине,</p>	<p>итоговые)  3.Рефераты  4. Проверка подготовки к занятиям (выполнение домашнего задания)</p>
--	--	--	---	--



			<p>фармации; основные свойства высокомолекулярных веществ; факторы, влияющие на застудневание, набухание, тиксотропию, синерезис, коацервацию, вязкость,</p>	
			<p>периодические реакции в механизме приготовления лекарственных форм.</p> <p><b>Уметь:</b></p> <p>самостоятельно работать с учебной и справочной литературой по физической и коллоидной химии; пользоваться основными приемами и методами физикохимических измерений; работать с основными типами приборов, используемых в физической и коллоидной химии;</p> <p>рассчитывать термодинамические функции состояния системы, тепловые эффекты химических процессов; рассчитывать константы равновесия, равновесные концентрации реагентов, равновесный выход продуктов реакции, степень превращения исходных веществ; смещать равновесия в растворах; собирать простейшие установки для проведения лабораторных исследований;</p> <p>табулировать экспериментальные данные, графически представлять их, интерполировать, экстраполировать для нахождения искомых величин;</p>	

применять полученные знания при изучении аналитической, фармацевтической химии, фармакогнозии, фармакологии, токсикологии, технологии лекарств.

**Владеть:**

методами статистической обработки экспериментальных результатов физико-химических исследований; методикой оценки погрешностей физико-химических измерений; методами колориметрии, поляриметрии, потенциометрии, спектрофотометрии, рефрактометрии, криометрии, хроматографии; навыками интерпретации рассчитанных значений термодинамических функций с целью прогнозирования возможности осуществления и направления протекания химических процессов; техникой проведения основных физико-химических экспериментов; техникой экспериментального определения рН растворов при помощи индикаторов и приборов; физико-химическими методами анализа веществ, образующих истинные растворы и дисперсные системы; навыками приготовления, оценкой качества, способами повышения стабильности дисперсных систем; навыками проведения научных

			исследований для установления взаимосвязи физико-химических свойств и фармакологической активности.
--	--	--	---

4. Разделы дисциплины и компетенции, которые формируются при их изучении:

Код компетенции – ОК-1, ОПК-7

№ п/п	Наименование раздела дисциплины	Содержание раздела
1.	Введение	Предмет, задачи, разделы, методы, история развития физической химии.
2.	Основные понятия химической термодинамики. Нулевое и первое начала термодинамики.	2.1. Идеальные и реальные газы. 2.2. Основные понятия химической термодинамики. 2.3. Нулевое начало (нулевой закон) термодинамики. 2.4. Первое начало (первый закон) термодинамики. 2.5. Некруговые процессы. 2.6. Термохимия. Закон Гесса. 2.7. Зависимость тепловых эффектов от температуры. Уравнение (закон) Кирхгофа.

3.	<p>Второе и третье начала термодинамики. Энтропия. Характеристические функции.</p>	<p>3.1. Формулировки второго начала термодинамики.  3.2. Энтропия.  3.3. Цикл Карно.  3.4. Общее соотношение для первого и второго начал термодинамики.  3.5. Изменение энтропии в различных процессах в закрытой системе.  3.6. Третье начало термодинамики.  3.7. Характеристические функции. Термодинамические потенциалы. Энергия Гельмгольца (свободная энергия). Энергия Гиббса (свободная энтальпия).  3.8. Термодинамические условия самопроизвольного протекания процесса и достижения состояния равновесия.  3.9. Химический потенциал. Фугитивность и активность. Стандартное состояние вещества.  3.10. Уравнения Гиббса-Гельмгольца.</p>
----	--	---

4.	Химическое равновесие	<p>4.1. Понятие о химическом равновесии.</p> <p>4.2. Условия химического равновесия.</p> <p>4.3. Закон действующих масс и его термодинамическое обоснование.</p> <p>4.4. Связь между константами химического равновесия, выраженными различными способами.</p> <p>4.5. Условная константа равновесия.</p> <p>4.6. Уравнение изотермы химической реакции (изотермы Вант - Гоффа).</p> <p>4.7. Зависимость константы химического равновесия от температуры. Изобара и изохора Вант - Гоффа.</p> <p>4.8. Интегрирование уравнения изобары (изохоры) Вант - Гоффа.</p> <p>4.9. Особенности гетерогенных химических равновесий.</p> <p>4.10. Способы расчета химических равновесий.</p>
5.	Фазовые равновесия	<p>5.1. Основные понятия.</p> <p>5.2. Условия фазового равновесия.</p> <p>5.3. Правило фаз Гиббса.</p> <p>5.4. Фазовые переходы.</p> <p>5.5. Однокомпонентные закрытые системы.</p> <p>5.6. Уравнение Клапейрона – Клаузиуса.</p>

6.	<p>Равновесия твердых и жидких фаз в двухкомпонентных системах</p>	<p>6.1. Основные понятия.</p> <p>6.2. Диаграммы состояния бинарных систем – диаграммы плавкости.</p> <p>6.2.1. Бинарные системы неизоморфно кристаллизующихся веществ с простой эвтектикой (не образующих химические соединения).</p> <p>6.2.2. Системы из компонентов, неограниченно растворимых друг в друге (кристаллизующихся изоморфно) как в жидком, так и в твердом состоянии, не образующих химических соединений.</p> <p>6.2.3. Системы с неограниченной взаимной растворимостью компонентов в жидком состоянии, не образующих химические соединения.</p> <p>6.2.4. Системы, компоненты которых образуют устойчивые (плавящиеся конгруэнтно) химические соединения.</p>
----	--	--

		<p>6.2.5. Системы, компоненты которых образуют неустойчивые (плавящиеся инконгруэнтно) химические соединения.</p>
7.	<p>Равновесия жидкий раствор – пар в двухкомпонентных закрытых системах. Растворы</p>	<p>7.1. Основные понятия.</p> <p>7.2. Классификация бинарных жидких растворов.</p> <p>7.3. Закон Рауля и его термодинамическое обоснование.</p> <p>7.4. Зависимость давления насыщенного пара над раствором от состава раствора. Законы Коновалова.</p> <p>7.5. Взаимосвязь составов равновесных жидкой фазы и пара в бинарных системах полностью взаимно растворимых жидкостей. Правило рычага.</p> <p>7.6. Основные типы диаграмм кипения (<math>P = \text{const}</math>) и диаграмм упругости пара (<math>T = \text{const}</math>) для бинарных систем полностью взаимно растворимых жидкостей.</p> <p>7.7. Законы Вревского.</p> <p>7.8. Нагревание и охлаждение бинарной смеси летучих жидкостей.</p> <p>7.9. Перегонка и ректификация.</p>

8.	Бинарные смеси жидкостей с ограниченной взаимной растворимостью	<p>8.1. Бинарные системы, в которых взаимная растворимость жидкостей увеличивается с ростом температуры.</p> <p>8.2. Бинарные системы, в которых взаимная растворимость жидкостей увеличивается с понижением температуры.</p> <p>8.3. Бинарные жидкие системы с верхней и нижней критическими температурами растворения.</p> <p>8.4. Равновесное давление насыщенного пара над смесью двух жидкостей, не растворяющихся неограниченно друг в друге.</p> <p>8.5. Перегонка с водяным паром.</p>
9.	Распределение третьего компонента между двумя несмешивающимися жидкими фазами. Экстракция	<p>9.1. Закон распределения Нернста. Константа распределения.</p> <p>9.2. Экстракция. Коэффициент распределения. Степень извлечения (фактор извлечения, процент экстракции). Фактор разделения двух веществ. Условия разделения двух веществ. Константа экстракции. Влияние различных факторов на процессы экстракции (влияние объема экстрагента и числа последовательных экстракций; влияние рН</p>
		<p>водной фазы; использование маскирующих агентов; взаимное влияние экстрагируемых веществ; подавление экстракции). Применение экстракции в фармации.</p>

10.	Свойства разбавленных растворов	<p>10.1. Коллигативные свойства растворов.</p> <p>10.2. Повышение температуры кипения раствора нелетучего вещества по сравнению с температурой кипения чистого растворителя. Эбулиоскопия (эбулиометрия).</p> <p>10.3. Понижение температуры замерзания раствора нелетучего вещества по сравнению с температурой замерзания чистого растворителя. Криоскопия.</p> <p>10.4. Осмос. Обратный осмос. Ультрафильтрация.</p> <p>10.5. Определение молярной массы растворенного вещества по относительному уменьшению давления насыщенного пара растворителя над раствором.</p> <p>10.6. Растворимость газов в жидкостях. Закон Генри. Уравнение Сеченова.</p>
11.	Равновесия в растворах электролитов	<p>11.1. Проводники первого и второго рода.</p> <p>11.2. Теория электролитической диссоциации С. Аррениуса.</p> <p>11.3. Закон разведения Оствальда.</p> <p>11.4. Активность и коэффициенты активности электролитов.</p> <p>11.5. Ионная сила (ионная крепость) раствора.</p> <p>11.6. Теория сильных электролитов Дебая и Хюккеля (статистическая теория растворов сильных электролитов).</p>
12.	Протолитические равновесия в водных растворах слабых электролитов. Буферные системы (растворы)	<p>12.1. Протолитические равновесия в водных растворах.</p> <p>12.2. Протолитические равновесия в неводных растворителях.</p> <p>12.3. Равновесия в растворах кислот и оснований. Константа кислотности и рН растворов слабых кислот. Константа основности и рН растворов слабых оснований.</p> <p>12.4. Гидролиз. Константа и степень гидролиза. Вычисление значений рН растворов солей, подвергающихся гидролизу.</p>



		<p>12.5. Буферные системы (растворы). Значения рН буферных растворов. Буферная система, содержащая слабую кислоту и ее соль. Буферная система, содержащая слабое основание и его соль. Буферная емкость. Значение буферных систем.</p>
13.	<p>Растворы электролитов в неравновесных условиях. Электропроводность растворов электролитов</p>	<p>13.1. Скорость движения ионов в растворе. Числа переноса ионов.  13.2. Удельная электропроводность (удельная электрическая проводимость) растворов электролитов.  13.3. Эквивалентная и молярная электропроводность (электрическая проводимость) растворов электролитов.  13.4. Закон независимого движения ионов Кольрауша. Предельные подвижности ионов.  13.5. Применение теории сильных электролитов для объяснения особенности электропроводности растворов.  13.6. Особенности электропроводности растворов электролитов в неводных растворителях. Образование ионных ассоциатов.  13.7. Определение электропроводности растворов.  13.8. Применение метода электропроводности (кондуктометрии) для определения степени константы и термодинамических характеристик процесса диссоциации слабого электролита.  13.9. Применение кондуктометрии для определения концентрации растворенных веществ. Кондуктометрический анализ для определения концентрации растворенных веществ. Кондуктометрический анализ (прямая кондуктометрия, кондуктометрическое титрование)</p>
14.	<p>Электродные потенциалы и электродвижущие силы (ЭДС)</p>	<p>14.1. Основные понятия.  14.2. Механизм возникновения электродного потенциала. Двойной электрический слой.  14.3. Зависимость ЭДС гальванического элемента от активностей реагентов. Уравнение Нернста.</p>

		14.4. Классификация обратимых электродов. Уравнения Нернста для потенциалов электродов первого, второго рода, окислительно-восстановительных и мембранных (ион – селективных) электродов.
15.	Электрохимические (гальванические) элементы и цепи. Потенциометрия	15.1. Химические гальванические цепи. 15.2. Концентрационные гальванические цепи. 15.3. Диффузионный потенциал. 15.4. Определение термодинамических характеристик и констант равновесия реакций на основании измерений ЭДС гальванических цепей. 15.5. Применение измерений ЭДС гальванических элементов для определения концентраций растворов. Потенциометрия (прямая потенциометрия, потенциометрическое титрование). 15.6. Измерение ЭДС гальванических элементов. 15.7. Химические источники тока. Топливные элементы. 15.8. Электрохимическая коррозия металлов. Методы защиты от коррозии.
16.	Кинетика химических реакций	16.1. Основные понятия. 16.2. Формальная химическая кинетика реакций в газовой фазе: кинетически необратимые реакции первого, второго, третьего, дробного, нулевого порядка. 16.3. Методы определения порядка реакции (интегральные, дифференциальные). 16.4. Формальная кинетика некоторых сложных реакций: обратимые, параллельные, последовательные, сопряженные реакции.
17.	Зависимость скорости химической реакции от температуры	17.1. Правило Вант – Гоффа. 17.2. Уравнение Аррениуса. 17.3. Определение энергии активации и предэкспоненциального множителя уравнения Аррениуса. 17.4. Связь между коэффициентом Вант – Гоффа и энергией активации.
18.	Общие теории	18.1. Теория активных столкновений.

	химической кинетики	18.2. Теория переходного состояния. Основные положения и допущения теории.
19.	Кинетика реакций некоторых типов	19.1. Особенности кинетики реакций в растворах. 19.2. Кинетика фотохимических реакций. 19.3. Общие особенности радиационно-химических реакций. 19.4. Особенности кинетики цепных реакций.
20.	Кинетика гетерогенных процессов	20.1. Основные стадии гетерогенных процессов. 20.2. Диффузия. Законы Фика. Коэффициент диффузии. 20.3. Особенности протекания реакций в твердой фазе.
21.	Кинетика электрохимических процессов	21.1 Основные понятия. 21.2. Законы электролиза Фарадея. 21.3. Скорость электрохимических реакций. 21.4. Поляризация электродов. 21.5. Влияние температуры на скорость электрохимических реакций. 21.6. Полярография. 21.7. Амперометрическое титрование. 21.8. Кулонометрия.
22.	Катализ	22.1. Основные понятия. 22.2. основные особенности каталитических реакций. 22.3. Гомогенный катализ. Гомогеннокаталитические реакции с участием одного и двух исходных веществ. Кислотно-основной катализ в растворах. Понятие о металлокомплексном катализе. 22.4. Ферментативный катализ. Сущность ферментативного катализа, кинетика ферментативных реакций. 22.5. Гетерогенный катализ. Основные понятия. Кинетические особенности гетерогенно каталитических реакций.
23.	Предмет, задачи и методы коллоидной химии	23.1 Основные этапы развития коллоидной химии. Роль отечественных и зарубежных ученых в развитии коллоидной химии (А.В. Думанский, В. Оствальд, Н.П. Песков, П.А.

		Ребиндер). Значение коллоидной химии в развитии фармации.
24.	Дисперсные системы	24.1. Структура дисперсных систем. Дисперсная фаза, дисперсная среда. Степень дисперсности. 24.2. Классификация дисперсных систем: по агрегатному состоянию дисперсной фазы и дисперсионной среды, по характеру

		взаимодействия дисперсной фазы с дисперсионной средой, по подвижности дисперсной фазы. 24.3. Методы получения и очистки коллоидных растворов. Диализ, электродиализ, ультрафильтрация.
25.	Молекулярнокинетические и оптические свойства дисперсных систем	25.1. Броуновское движение, диффузия, осмотическое давление. 25.2. Седиментация. Седиментационная устойчивость и седиментационное равновесие. Седиментационный метод анализа. 25.3. Рассеяние и поглощение света. Уравнение Рэлея. Турбидиметрия. Нефелометрия. Ультрамикроскопия и электронная микроскопия коллоидных систем. Определение формы, размеров и массы частиц дисперсной фазы.

26.	<p>Строение и электрический заряд частиц дисперсной фазы.          Электрокинетические явления</p>	<p>26.1. Природа электрических явлений в дисперсных системах. Механизм возникновения электрического заряда на границе раздела двух фаз. Строение двойного электрического слоя. Мицелла, строение мицеллы золя. Заряд и электрокинетический потенциал коллоидной частицы.</p> <p>26.2. Влияние электролитов на электрокинетический потенциал. Явление перезарядки в дисперсных системах.</p> <p>26.3. Электрокинетические явления. Электрофорез. Связь электрофоретической скорости коллоидных частиц с их электрокинетическим потенциалом (уравнение Гельмгольца – Смолуховского). Электрофоретическая подвижность. Электрофоретические методы исследования в фармации.</p> <p>26.4. Электроосмос. Электроосмотическое измерение электрокинетического потенциала. Практическое применение электроосмоса в фармации.</p>
27.	<p>Устойчивость и коагуляция дисперсных систем</p>	<p>27.1. Кинетическая и термодинамическая устойчивость дисперсных систем. Агрегация и седиментация частиц дисперсной фазы. Факторы устойчивости.</p>

		<p>Коагуляция и факторы, ее вызывающие. Кинетика коагуляции. Медленная и быстрая коагуляция. Порог коагуляции, его определение. Правило Шульце-Гарди. Чередование зон коагуляции. Коагуляция золью смесями электролитов.</p> <p>27.2. Гелеобразование (желатинирование). Коллоидная защита. Гетерокоагуляция. Пептизация.</p> <p>27.3. Теории коагуляции. Адсорбционная теория Фрейндлиха. Теория устойчивости дисперсных систем Дерягина-ЛандауФервея-Овербека.</p>
28.	Разные классы дисперсных систем	<p>28.1. Аэрозоли и их свойства. Получение, молекулярно-кинетические свойства. Электрические свойства. Агрегативная устойчивость и факторы, ее определяющие. Разрушение. Применение аэрозолей в фармации.</p> <p>28.2. Порошки и их свойства. Слеживаемость, гранулирование и распыляемость порошков. Применение в фармации.</p> <p>28.3. Суспензии и их свойства. Получение. Устойчивость и определяющие ее факторы. Флокуляция. Седиментационный анализ суспензий. Пены. Пасты.</p> <p>28.4. Эмульсии и их свойства. Получение. Типы эмульсий. Эмульгаторы и механизм их действия. Обращение фаз эмульсий. Устойчивость эмульсий и ее нарушение. Факторы устойчивости эмульсий. Коалесценция. Свойства концентрированных и высококонцентрированных эмульсий. Применение суспензий и эмульсий в фармации.</p>
29.	Мицелярные дисперсные системы	<p>29.1. Коллоидные системы, образованные поверхностно-активными веществами.</p> <p>29.2. Мицеллообразование в растворах МПАВ. Критическая концентрация мицеллообразования, методы ее определения.</p> <p>29.3. Солюбилизация и ее значение в фармации.</p>

		29.4. Мицеллярные коллоидные системы в фармации.
30.	Высокомолекулярные соединения (ВМС) и их растворы	<p>30.1. Молекулярные коллоидные системы. Методы получения ВМС. Классы ВМС.</p> <p>30.2. Свойства полимерных цепей. Гибкость цепей полимеров. Внутреннее вращение звеньев в макромолекулах ВМС.</p> <p>30.3. Кристаллическое и аморфное состояние ВМС.</p> <p>30.4. Набухание и растворение ВМС. Механизм набухания. Термодинамика набухания и растворения ВМС. Влияние различных факторов на степень набухания. Лиотропные ряды ионов.</p> <p>30.5. Реологические свойства растворов ВМС. Удельная, приведенная и характеристическая вязкость. Уравнение</p>

		<p>Штаудингера и его модификация. Определение молярной массы полимера вискозиметрическим методом.</p> <p>30.7. Полимерные неэлектролиты и полиэлектролиты. Полиамфолиты. Изоэлектрическая точка полиамфолитов и методы ее определения.</p> <p>30.8. Осмотические свойства растворов ВМС. Осмотическое давление растворов полимерных неэлектролитов. Отклонение от закона Вант – Гоффа. Уравнение Галлера. Определение молярной массы полимерных неэлектролитов. Мембранное равновесие Доннана.</p> <p>30.9. Факторы устойчивости растворов ВМС. Высаливание, пороги высаливания. Лиотропные ряды ионов. Зависимость порогов высаливания полиамфолитов от рН среды.</p> <p>30.10. Коацервация. Микрокоацервация. Биологическое значение. Микрокапсулирование.</p> <p>30.11. Застудневание. Влияние различных факторов на скорость застудневания. Тиксотропия студней и гелей. Синерезис студней. Студни в фармации. Диффузия и периодические реакции в студнях и гелях.</p>
--	--	--



5. Распределение трудоемкости дисциплины.

5.1. Распределение трудоемкости дисциплины и видов учебной работы по семестрам:

Вид учебной работы	Трудоемкость		Трудоемкость по семестрам (АЧ)	
	объем зачетных единиц (ЗЕ)	объем академических часов (АЧ)	2	3
Аудиторная работа, в том числе	3.33	54		
Лекции (Л)	1	14	6	8
Лабораторные практикумы (ЛП)				
Практические занятия (ПЗ)	1.66	40	20	20
Самостоятельная работа студента (СРС)	1.66	124	64	62
Научно-исследовательская работа студента				
Промежуточная аттестация				
зачет/экзамен (указать вид)	1	36		36
<b>ИТОГО</b>	<b>6</b>	<b>216</b>	<b>90</b>	<b>126</b>

5.2. Разделы дисциплины, виды учебной работы и формы текущего контроля:

№ п/п	№ семестра	Наименование раздела дисциплины	Виды учебной работы (в АЧ)					Оценочные средства
			Л	ЛП	ПЗ	СРС	всего	
1.	2	Основы термодинамики	8		11	10	31.3	1. Тематические контрольные работы; 2. Промежуточное тестирование. 3. Тематические коллоквиумы
2.	2	Фазовые равновесия	6		8.8	10	31.4	
3.	2	Растворы электролитов и электрохимия	4		6.6	10	22.9	
4.	3	Кинетика химических реакций	4		9	10	28	
5.	3	Дисперсные системы	10		15.76	15	45.76	

6.	3	ВМС	4		4.5	5	16	
		ИТОГО	14		40	124	180	

Л- лекции

ЛП – лабораторный практикум

ПЗ – практические занятия

КПЗ – клинические практические занятия

С – семинары

СРС – самостоятельная работа студента

### 5.3. Распределение лекций по семестрам:

№ п/п	Наименование тем лекций	Объем в АЧ семестр	
		2	3
1.	Введение. Основные понятия химической термодинамики. Нулевое и первое начала термодинамики. Термохимия.	2	
2.	Второе и третье начала термодинамики. Энтропия. Термодинамические потенциалы.	2	
3.	Химическое равновесие. Уравнения изотермы, изобары химических реакций.	2	
4.	Константа равновесия. Вычисление выхода продукта. Зависимость константы равновесия от температуры.	2	
5.	Термодинамика фазовых равновесий. Однокомпонентные системы. Равновесия твердых и жидких фаз в двухкомпонентных системах.	2	
6.	Равновесие жидкий раствор – пар в двухкомпонентных системах. Двойные смеси жидкостей с ограниченной взаимной растворимостью.	2	
7.	Свойства разбавленных растворов. Распределение третьего компонента между двумя несмешивающимися фазами.	2	
8.	Равновесия в растворах электролитов. Протолитические равновесия. Буферные системы.	2	
9.	Растворы электролитов в неравновесных условиях. Электропроводность растворов электролитов. Электродные потенциалы и ЭДС. Гальванические элементы и цепи. Потенциометрия как метод исследования.	2	

10.	Кинетика химических реакций. Зависимость скорости химической реакции от концентрации и температуры.	2	
11.	Общие теории химической кинетики. Кинетика реакций некоторых типов. Катализ.		2
12.	Предмет, задачи и методы коллоидной химии. Дисперсные системы.		2
13.	Молекулярно-кинетические и оптические свойства дисперсных систем.		2
14.	Строение и электрический заряд частиц дисперсной фазы. Влияние электролитов на параметры ДЭС.		2
15.	Электрокинетические явления. Электрофорез. Электроосмос. Устойчивость и коагуляция дисперсных систем. Гелеобразование. Коллоидная защита. Теории коагуляции: Френдлиха и ДЛФО.		2
16.	Разные классы дисперсных систем: аэрозоли, порошки, суспензии, пены, эмульсии. Устойчивость и нарушения её.		2
17.	ВМС и их растворы. Свойства полимерных цепей. Фазовое состояние ВМС. Набухание и растворение ВМС.		2
18.	Реологические свойства. Полиамфолиты. Осмотические свойства.		2

#### 5.4. Распределение лабораторных практикумов по семестрам:

№ п/п	Наименование лабораторных практикумов	Объем в АЧ семестр	
		2	3
1	Определение энтальпии гидратации соли	2.3	
2	Исследование фазового равновесия в системе «фенол - вода»	2.3	
3	Распределение третьего компонента между двумя несмешивающимися фазами. Закон распределения.	2.3	
4	Исследование равновесия «жидкость – пар» в двухкомпонентной системе.	2.3	
5	Определение константы диссоциации слабого электролита кондуктометрическим методом	2.3	
6	Изучение кинетики реакции разложения пероксида водорода (T=298 K)		2.5

7	Изучение кинетики реакции разложения пероксида водорода (T=308 K)		2.5
8	Седиментационный анализ.		2.5
9	Получение золя и определение электрокинетического потенциала частицы.		2.5
10	Определение ИЭТ методом набухания.		2.5
	ИТОГО (всего - 24 АЧ)		

#### 5.5. Распределение тем практических занятий по семестрам:

№ п/п	Наименование тем практических занятий	Объем в АЧ семестр	
		2	3
1.	1-е начало термодинамики. Термохимия.	2.3	
2.	Энтропия. Термодинамические потенциалы.	2.3	
3.	Изотерма и изобара химической реакции.	2.3	
4.	Вычисление выхода продукта реакции.	2.3	
5.	Контрольная работа №1 «Термодинамика. Химическое равновесие».	2.3	
6.	Фазовое равновесие. Однокомпонентные системы.	2.3	
7.	Фазовое равновесие в конденсированных системах.	2.3	
8.	Растворы неэлектролитов.	2.3	
9.	Контрольная работа №2 «Фазовые равновесия и растворы неэлектролитов».	2.3	
10.	Растворы электролитов.	2.3	
11.	Электродные потенциалы. Гальванические цепи.	2.3	
13.	Контрольная работа №3 «Растворы электролитов и электрохимия»	2.3	
14.	Скорость химических реакций.		2.24
15.	Определение порядка химических реакций.		2.24
16.	Зависимость скорости химических реакций от температуры. Катализ.		2.24
17.	Контрольная работа №4 «Кинетика химических реакций».		2.24

18.	Дисперсные системы и их виды.		2.24
19.	Молекулярно-кинетические свойства дисперсных систем.		2.24
20.	Седиментационная устойчивость дисперсных систем.		2.24
21.	Электрокинетические свойства дисперсных систем.		2.24
22.	Агрегативная устойчивость дисперсных систем.		2.24
23.	Коагуляция.		2.24
24.	Контрольная работа №5 «Дисперсные системы»		2.24
25.	Высокомолекулярные соединения.		2.24
26.	Контрольная работа №6 «ВМС»		2.24
27.	Итоговое занятие по курсу		2.24

5.6. Распределение самостоятельной работы студента (СРС) по видам и семестрам:

№ п/п	Наименование вида СРС	Объем в АЧ семестр	
		2	3
1.	Работа с лекционным материалом	5	2.5
2.	Написание рефератов по заданным проблемам	2.5	2.5
3.	Выполнение домашнего задания к занятию	5	5
4.	Изучение материала, вынесенного на самостоятельную проработку.	10	5
5.	Подготовка к лабораторным занятиям	2.5	5
6.	Подготовка к контрольным работам	5	2.5
7.	Подготовка к экзамену		7.5
	ИТОГО (всего - 124 АЧ)		

6. Оценочные средства для контроля успеваемости и результатов освоения дисциплины.

6.1. Формы текущего контроля и промежуточной аттестации виды оценочных средств:

№ п/п	№ семестра	Формы контроля	Наименование раздела дисциплины	Оценочные средства		
				виды	кол-во вопросов в задании	кол-во независимых вариантов
1	2	3	4	5	6	7
1.	2	Контроль освоения темы	Основы термодинамики	КР	3	12
2.	2	Контроль освоения темы	Фазовые равновесия	КР	4	12
3.	2	Контроль освоения темы	Растворы электролитов и электрохимия	КР	4	12
4.	3	Контроль освоения темы	Кинетика химических реакций	К	4	12
5.	3	Контроль освоения темы	Дисперсные системы	К	4	12
6.	3	Контроль освоения темы	ВМС	К	3	12

КР – контрольная работа; К - коллоквиум

6.2. Примеры оценочных средств:

***Контрольная работа №1 Основы термодинамики***

### **1. Вариант 1**

1. Запишите выражение химического потенциала компонента в идеальном газом состоянии. Критерии направленности протекания самопроизвольных химических реакций в открытых системах.
2. Напишите выражение константы равновесия для идеальном-газовой реакции  $2 \text{CO} + \text{O}_2 = 2 \text{CO}_2$ , обозначая начальные количества компонентов  $n_{\text{CO}}$ ,  $n_{\text{O}_2}$ ,  $n_{\text{CO}_2}$  и  $X$  – количество  $\text{CO}$ , израсходовавшееся к состоянию равновесия.
3. Определите, в каком направлении пойдет реакция  
$$\text{CO}_2 + \text{CS}_2 = 2 \text{COS}$$
при  $T=298 \text{ K}$  и общем давлении  $P = 1 \text{ атм}$ , если компоненты взяты в количествах  $n_{\text{CO}} = 0,86$ ,  $n_{\text{CS}_2} = 1$ ,  $n_{\text{COS}} = 2$  моль.

### **Вариант 2**

1. 1-е начало термодинамики. Закон Гесса и его следствия.
2. Напишите выражение константы равновесия для идеальном-газовой реакции  $2 \text{CO} + \text{O}_2 = 2 \text{CO}_2$ , обозначая начальные количества компонентов  $n_{\text{CO}}$ ,  $n_{\text{O}_2}$ ,  $n_{\text{CO}_2}$  и  $X$  – количество  $\text{O}_2$ , израсходовавшееся к состоянию равновесия.
3. Вычислить количество циклопентана в реакции  
$$\text{C}_5 \text{H}_{12}(\text{г.}) = \text{C}_5 \text{H}_{10}(\text{г.}) + \text{H}_2,$$
протекающей при  $T=900 \text{ K}$  и давлении равном  $1,01325 \cdot 10^5 \text{ Па}$ , считая, что в исходном состоянии присутствует только пентан в количестве 36 г.

## **2. Контрольная работа №2 Термодинамика фазовых равновесий и растворов неэлектролитов**

### **Вариант 3**

1. Первый закон Коновалова. Перегонка дробная и непрерывная.
2. Рассчитайте молярную массу неэлектролита, если 28.5 г. Этого вещества, растворенного в 785 г воды, вызывает понижение давления пара воды над раствором на 52.37 Па при 25°C. Давление пара над чистым растворителем равно 7375.9 Па.
3. Закон распределения. Значение его.
4. При смешении 100 г анилина со 100 г воды смесь разделилась на 2 фазы, из которых одна содержала 6 масс.%, другая – 88% анилина. Определите массу каждой фазы.

### ***Вариант 4***

1. Вычислите температуру кипения этилбензола при давлении 26664,48 Па, если его нормальная температура кипения равна 213<sup>0</sup>С, а энтальпия испарения – 44,2 кДж/моль.
2. Коллигативные свойства растворов неэлектролитов.
3. Коэффициент распределения этилового спирта между четыреххлористым углеродом и водой равен 0.0244. Каковы концентрации спирта (моль/л) в равновесных фазах, если 0.05 моль спирта распределяется между 200 мл воды и 300 мл ССl<sub>4</sub>.
4. На рис. представлена диаграмма фазового равновесия системы СН<sub>3</sub>СООН-Н<sub>2</sub>О. Определите состав равновесных фаз при температуре 108<sup>0</sup> С для системы содержащей 0.65 мол. долей кислоты.

### ***Контрольная работа №3 Термодинамика растворов электролитов и электрохимия***

#### ***Вариант 1***

1. На чем основана кондуктометрия как метод анализа?
2. Ионоселективные электроды. Стекланный электрод.
3. Вычислите произведение растворимости Са(ОН)<sub>2</sub> в воде при 298 К, используя данные по термодинамическим свойствам индивидуальных веществ и ионов в водных растворах.
4. Вычислите  $\gamma$  0,001 моляльного водного раствора ВаСl<sub>2</sub> по уравнению первого приближения теории Дебая и Хюккеля и сравните его со справочной величиной. Какое заключение Вы сделали ?

#### ***Вариант 2 1.***

Основные положения теории Дебая и Хюккеля.

2. Хлорсеребряный электрод.
3. Используя значения стандартных электродных потенциалов, определите можно ли восстановить цинковой пылью ионы металла из водного раствора NiCl<sub>2</sub>?
4. ЭДС цепи, составленной из насыщенного каломельного электрода и хингидронного электрода, равна 0,274 В. Определите рН исследуемого раствора.

### ***Контрольная работа №4 Кинетика химических реакций и катализ*** ***Вариант 1***



1. Какие способы определения порядка реакции относятся к группе интегральных?
2. Получите кинетическое уравнение реакции нулевого порядка.
3. Определите порядок и константу скорости реакции при  $t = 30^{\circ}\text{C}$  и начальных концентрациях реагентов равных 0,0688 М по следующим данным:

$t$ , сек	2083	3720	5340	7200
$C_t$ , М	0,050	0,041	0,036	0,30
4. Как изменяется скорость реакции с температурой? Сформулируйте правило Вант-Гоффа.

### **Вариант 3**

1. Что понимается под термином «кинетическое уравнение химической реакции»?
2. В чем причина ускорения реакции в присутствии катализатора?
3. Для некоторой химической реакции изменение концентрации вещества, вступившего в реакцию за промежуток времени  $t = 0,6$  часа, составило 1,3 М. Определите порядок реакции и вычислите константу скорости, если известно, что к моменту времени  $t = 1,8$  часа прореагирует втрое большее количество вещества.
4. Константа скорости омыления уксусноэтилового эфира едким натром при  $9^{\circ}\text{C}$  равна 2,37 л/моль × мин, а при  $14^{\circ}\text{C}$  равна 3,204 л/моль × мин. При какой температуре константа скорости равна 4,0 л/моль × мин?

### **Контрольная работа №5 Коллоидно-дисперсные системы**

#### **Вариант 1**

1. Определить проекцию среднего сдвига для частиц гидрозоля за время 10 сек., если радиус частиц 0,05 мкм, температура 293 К, вязкость среды  $1 \times 10^{-3}$  П с.
2. Золь  $\text{BaSO}_4$  получен смешением равных объемов  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$  и  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Написать формулу мицеллы золя и ответить на вопрос, одинаковы ли исходные концентрации электролитов, если в постоянном электрическом поле коллоидная частица перемещается к аноду.
3. Дайте характеристика строения ДЭС на поверхности раздела фаз.
4. Чем определяется тип эмульсии?

#### **Вариант 2**

1. Оптические свойства коллоидно-дисперсных систем.

2. К водному раствору  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ , взятому в избытке, медленно приливают водный раствор  $\text{NaOH}$  и получают коллоидный раствор. Составьте схему мицеллы золя и

ответьте на вопросы: как заряжена частица золя и какие ионы могут вызвать коагуляцию золя.

3. Вычислите  $\zeta$ -потенциал поверхности частиц бентонитовой глины по результатам электрофореза: расстояние между электродами 25 см, напряжение 100

В. За

15 мин частицы перемещаются на 6 мм по направлению к аноду.

Относительная

Диэлектрическая проницаемость среды при  $T = 298 \text{ K}$  равна 78,2, вязкость  $8,94 \times 10^{-4} \text{ Па}\cdot\text{с}$ .

4. Определите радиус частиц моодисперсного гидрозоль золота, если после установления диффузионно-седиментационного равновесия при  $T = 293 \text{ K}$  на высоте 8,56 см концентрация частиц изменяется в  $e$  раз. Плотность золота  $19,3 \text{ г/см}^3$ , а воды  $1 \text{ г/см}^3$ .

### ***Контрольная работа №6 Высокомолекулярные соединения***

1. Классификация ВМС(примеры)
2. Коацервация и её биологические значения
3. Определить молярную массу этилцеллюлозы в толуоле, используя данные вискозиметрического метода

$C_m, \text{ кг/м}^3$	2.0	6.0	8.0	10.0 h
$\eta_{sp}$	0.163	0.192	0.21	0.263 K
$= 11/8 \cdot 10^5$	$\alpha = 0.666$			

Билет №2 1.

Структура молекулы ВМС (примеры).

2. Застудневание . Влияние различных факторов на застудневание
3. Изоэлектрическая точка инсулина  $pI = 6.0$ . К какому электроду инсулин будет перемещаться в растворе  $\text{NaOH}$  с концентрацией  $0.1 \text{ M}$ .

6.3. Оценочные средства, рекомендуемые для включения в фонд оценочных средств для проведения итоговой государственной аттестации.

## Тесты по физической и коллоидной химии

### 1. ВНУТРЕННЯЯ ЭНЕРГИЯ НЕ ВКЛЮЧАЕТ В СЕБЯ ВИДЫ ЭНЕРГИИ:

- 1) поступательную и вращательную энергию молекул
- 2) колебательную энергию атомов и атомных групп в молекуле
- 3) энергию движения электронов
- 4) внутриядерную и лучистую энергию
- 5) кинетическую и потенциальную энергию системы в целом

### 2. ЭНТАЛЬПИЯ – ФУНКЦИЯ СОСТОЯНИЯ СИСТЕМЫ – РАВНА:

- 1)  $H = U - pV$
- 2)  $H = U + pV$
- 3)  $H = \Delta U - p\Delta V$
- 4)  $H = \Delta U - pV$
- 5)  $H = U + p\Delta V$

### 3. МАТЕМАТИЧЕСКОЕ ВЫРАЖЕНИЕ ПЕРВОГО НАЧАЛА ТЕРМОДИНАМИКИ:

- 1)  $Q = \Delta U + W$
- 2)  $Q = H + U$
- 3)  $\Delta U = W - Q$
- 4)  $W = Q + \Delta U$
- 5)  $Q = \Delta U + \Delta H$

### 4. ЗАКОН Г.И. ГЕССА ГЛАСИТ:

- 1) тепловой эффект реакции, идущий при  $p = \text{const}$  или  $v = \text{const}$  зависит только от начального и конечного состояния системы и не зависит от её промежуточных состояний, когда единственным видом работы является работа расширения
- 2) тепловой эффект реакции всегда не зависит от пути процесса и определяется только начальным и конечным состоянием системы
- 3) тепловой эффект реакции зависит от температуры и давления
- 4) теплота процесса не зависит от пути процесса и определяется только конечным и начальным состоянием системы
- 5) тепловой эффект реакции зависит от пути процесса, а не только от начального и конечного состояния системы

## 5. ЧТО НАЗЫВАЕТСЯ СТАНДАРТНОЙ ЭНТАЛЬПИЕЙ ОБРАЗОВАНИЯ СОЕДИНЕНИЯ?

- 1) стандартной энтальпией образования соединения называется разность между суммой теплот образования продуктов реакции и суммой теплот образования исходных веществ
- 2) тепловой эффект образования 1 моль вещества при любом давлении и  $T = 298 \text{ K}$
- 3) тепловой эффект образования вещества при  $p = 1 \text{ атм}$  (760 мм рт.ст.) и  $T = 298 \text{ K}$
- 4) стандартной энтальпией образования соединения называют тепловой эффект образования 1 моль соединения из простых веществ, взятых в устойчивом состоянии при  $P = 1,01325 \cdot 10^5 \text{ Па}$  (760 мм рт.ст. = 1 атм.) и температуре, равной 298 K

## 6. ТЕПЛОВЫЙ ЭФФЕКТ РЕАКЦИИ ВЫЧИСЛЯЮТ:

- 1) 
$$\Delta H_{p,298}^0 = \sum v_j \cdot \Delta_f H_{298, \text{прод}}^0 - \sum v_i \Delta_f H_{298, \text{исх}}^0$$
$$\Delta H_{p,298}^0 = \sum v_i \cdot \Delta_f H_{298, \text{сгор.исх}}^0 - \sum v_j \Delta_f H_{298, \text{сгор.прод}}^0$$
 2)
- 3) 
$$\Delta H_p^0 = \sum v_i \cdot \Delta_f H_{298, \text{исх}}^0 - \sum v_j \Delta_f H_{298, \text{прод}}^0$$
- 4) 
$$\Delta H_p^0 = \sum v_j \cdot \Delta H_{298, \text{сгор.прод}}^0 - \sum v_i \Delta H_{298, \text{сгор.исх}}^0$$
- 5) все вышеперечисленные

## 7. ТЕПЛОВЫЙ ЭФФЕКТ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ ПРИ РАЗЛИЧНЫХ ТЕМПЕРАТУРАХ МОЖНО ВЫЧИСЛИТЬ ПО ЗАКОНУ:

- 1) Гиббса–Гельмгольца
- 2) Кирхгофа
- 3) I начала термодинамики
- 4) Клаузиуса–Клапейрона
- 5) Гиббса

## 8. ЗАВИСИМОСТЬ ТЕПЛООВОГО ЭФФЕКТА ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ ОТ ТЕМПЕРАТУРЫ ОПРЕДЕЛЯЕТСЯ УРАВНЕНИЕМ КИРХГОФА:

- 1)  $\Delta H_{(T)} = \Delta U + p\Delta V$
- 2)  $\Delta H_{(T)} = \Delta H_{298} + C_p \cdot 298$
- 3)  $\Delta H_{(T)} = \Delta H_{298} + C_p \cdot T$
- 4)  $\Delta H_{(T)} = \Delta H_{298} + \int_{298}^T \Delta C_p dT$
- 5) каждым из вышеперечисленных

**9. ВТОРОЕ НАЧАЛО ТЕРМОДИНАМИКИ  $dS = \delta Q/T$**

- 1) устанавливает существование энтропии как функции состояния макроскопических систем
- 2) определяет для обратимых процессов соотношение между энтропией и теплотой
- 3) оба вышеперечисленных

**10. ВСЕ РЕАЛЬНО ПРОТЕКАЮЩИЕ В ПРИРОДЕ ПРОЦЕССЫ НЕОБРАТИМЫ И, СОГЛАСНО ВТОРОМУ НАЧАЛУ ТЕРМОДИНАМИКИ, ПОДЧИНЯЮТСЯ НЕРАВЕНСТВУ:**

$$\underline{\delta Q}$$

- 1)  $dS > T$
- 2)  $dQ > T dS \underline{\delta Q}$
- 3)  $dS < T \underline{\delta Q}$
- 4)  $dS \geq \frac{dQ}{T}$
- 5)  $S \leftarrow T$

**11. В ИЗОЛИРОВАННОЙ СИСТЕМЕ ВОЗМОЖНЫ ЛИШЬ ПРОЦЕССЫ, СОПРОВОЖДАЕМЫЕ:**

- 1) постоянством энтропии
- 2) увеличением энтропии
- 3) уменьшением энтропии
- 4) постоянством температуры
- 5) увеличением температуры

**12. ЗАВИСИМОСТЬ ЭНТРОПИИ ОТ ТЕМПЕРАТУРЫ ОПРЕДЕЛЯЕТСЯ УРАВНЕНИЕМ:**

$$1) S_T = S_0 + \int_{T_{\text{noc}}}^T \frac{\delta Q}{T}$$

$$2) S_T = S_0 + \ln \frac{T}{298}$$

$$3) S_T = S_0 + \Delta C_p (T - 298)$$

$$4) S_T = \Delta C_p (T - 298)$$

$$5) S_T = S_{T_0} + \int_{T_0}^T \frac{C_p}{T} dT$$

**13. ПРИ ПРОТЕКАНИИ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ ИЗМЕНЕНИЕ ЭНТРОПИИ РАССЧИТЫВАЮТ ПО УРАВНЕНИЮ:**

$$1) \Delta S = \frac{\Delta H}{T}$$

$$2) \Delta S_T = \Delta S_{298} + \Delta C_p \ln \frac{T}{298}$$

$$3) \Delta S_{\text{дана}}^0 = \sum (\nu_j \cdot S_j^0)_{\text{продукты}} - \sum (\nu_i S_i^0)_{\text{реагенты}}$$

$$4) \Delta S = \frac{\delta Q}{T}$$

$$5) \Delta S = k \ln W$$

**14. В СИСТЕМЕ, НАХОДЯЩЕЙСЯ ПРИ ПОСТОЯННЫХ Т И Р ВОЗМОЖНЫ ЛИШЬ САМОПРОИЗВОЛЬНЫЕ ПРОЦЕССЫ, СОПРОВОЖДАЕМЫЕ**

- 1) возрастанием энергии Гиббса
- 2) убылью энергии Гиббса

- 3) возрастанием энтропии
- 4) убылью энтропии
- 5) убылью энергии Гельмгольца

**15. В СИСТЕМАХ, НАХОДЯЩИХСЯ ПРИ ПОСТОЯННЫХ T И V, САМОПРОИЗВОЛЬНО ИДУТ ПРОЦЕССЫ, СОПРОВОЖДАЕМЫЕ**

- 1) убылью энергии Гельмгольца
- 2) убылью энергии Гиббса
- 3) постоянством энтропии
- 4) возрастанием энтропии
- 5) постоянством внутренней энергии

**16. УСЛОВИЕ РАВНОВЕСИЯ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ ВЫРАЖАЕТСЯ КАК**

$$1) \sum (\nu_i \mu_i)_{\text{реа}} = \sum (\nu_j \mu_j)_{\text{прод}}$$

$$2) \nu_i \cdot \mu_i = \nu_j \cdot \mu_j$$

$$3) \sum (\nu_i \mu_i)_{\text{реа}} > \sum (\nu_j \mu_j)_{\text{прод}}$$

$$4) \mu_i = 0$$

$$5) dG < \nu_i \cdot \mu_i$$

**17. ДОПИШИТЕ ВЫРАЖЕНИЕ ХИМИЧЕСКОГО ПОТЕНЦИАЛА ИДЕАЛЬНОГО ГАЗА  $\mu_i = \mu_i^0 + RT \ln \dots$**

- 1)  $a_i$  – активность газа
- 2)  $P_i$  – парциальное давление газа
- 3)  $\gamma_i$  – коэффициент активности газа
- 4) T – температура
- 5)  $P^0$  – стандартное давление.

**18. УРАВНЕНИЕ ИЗОТЕРМЫ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ  $aA + bB = cC + dD$ , ПРОТЕКАЮЩЕЙ ПРИ ПОСТОЯННОМ ДАВЛЕНИИ, ИМЕЕТ ВИД:**

$$1) \Delta G_{\text{dadae}} = \Delta G_{\text{dadae}}^0 + RT \ln P_{\text{Cca}} \cdot P_{\text{DBdb}}$$

$$P_A$$

$$2) \Delta G = \Delta A - \Delta G^0$$

$$3) \Delta G < 0$$

$$4) \Delta G = RT(\ln P_{\text{Cca}} \cdot P_{\text{DBdb}} - \Delta G^0)$$

**19. КОНСТАНТА РАВНОВЕСИЯ  $K_p$  ИДЕАЛЬНО-ГАЗОВОЙ РЕАКЦИИ ОПРЕДЕЛЯЕТСЯ ПО УРАВНЕНИЮ ИЗОТЕРМЫ РАВНОВЕСИЯ:**

$$1) K_p = e^{-\frac{\Delta G^0}{RT}}$$

$$2) K_p = \frac{\Delta G^0}{RT}$$

$$3) K_p = e^{\frac{\Delta G^0}{RT}} \quad 4) K_p = \Delta G - \Delta G^0$$

$$5) K_p = e^{-\frac{\Delta G^0}{RT}}$$

**20. ЗАВИСИМОСТЬ КОНСТАНТЫ ХИМИЧЕСКОГО РАВНОВЕСИЯ ОТ ТЕМПЕРАТУРЫ ИЗОБАРНЫХ ПРОЦЕССОВ ВЫРАЖАЕТСЯ ИЗОБАРНОЙ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ:**

$$1) \frac{dK_p}{dT} = \frac{\Delta H_p^0}{RT^2 K_p}$$

$$2) \frac{d \ln K_p}{dT} = \frac{\Delta H_p^0}{RT^2}$$

$$3) \frac{d \ln K_p}{dT} = \frac{\Delta H_p^0}{RT^2}$$



$$4) \frac{dK_c \Delta H_{0p}}{dT} = \frac{RT^2}{dK_c \Delta G^0} = T$$

## ТЕМА 2

### *Термодинамика фазовых равновесий и растворов неэлектролитов*

#### **21. УСЛОВИЕ ФАЗОВОГО РАВНОВЕСИЯ МНОГОКОМПОНЕНТНОЙ СИСТЕМЫ ВЫРАЖАЕТСЯ ТАК**

- 1) химический потенциал каждого компонента системы возрастает
- 2) химический потенциал каждого компонента системы во всех фазах одинаков
- 3) химические потенциалы убывают
- 4) сумма произведений химических потенциалов компонентов в каждой фазе одинакова
- 5)  $\mu_i = 0$

#### **22. УРАВНЕНИЕ КЛАПЕЙРОНА-КЛАУЗИУСА** $dP = \frac{\Delta H_{\phi n.}}{dT} \frac{1}{T_{\phi n.}} \Delta V$

#### **ПРИМЕНИМО К СИСТЕМЕ:**

- 1) однокомпонентной гетерогенной
- 2) многокомпонентной газовой
- 3) гетерогенной конденсированной
- 4) однокомпонентной гомогенной
- 5) закрытой

#### **23. ПОНИЖЕНИЕ ТЕМПЕРАТУРЫ ЗАМЕРЗАНИЯ РАСТВОРА НЕ ЗАВИСИТ ОТ:**

- 1) природы растворителя
- 2) концентрации растворенного вещества

- 3) природы растворенного вещества
- 4) температуры
- 5) от всех вышеперечисленных

**24. ПРИ РАСТВОРЕНИИ В ВОДЕ САХАРОЗЫ ТЕМПЕРАТУРА КИПЕНИЯ РАСТВОРА:**

- 1) понижается
- 2) повышается
- 3) остается такой же, как у чистой воды
- 4) может и повышаться, и понижаться в зависимости от количества сахарозы

**25. МЕТОД ТЕРМИЧЕСКОГО АНАЛИЗА ПОЗВОЛЯЕТ ДЕЛАТЬ ЗАКЛЮЧЕНИЕ ОБ ИЗМЕНЕНИЯХ В СИСТЕМЕ:**

- 1) по зависимости температуры от состава;
- 2) по характеру изменения температуры в зависимости от времени
- 3) по зависимости температуры от давления;
- 4) по зависимости температуры плавления от концентрации; 5) по зависимости температуры кипения от состава.

**26. ПЕРВЫЙ ЗАКОН КОНОВАЛОВА: НЕОГРАНИЧЕННО РАСТВОРИМЫЕ ЖИДКОСТИ В ПАРЕ СОДЕРЖАТ БОЛЬШЕ ТОГО КОМПОНЕНТА, ДОБАВЛЕНИЕ КОТОРОГО В ИСХОДНЫЙ РАСТВОР .... ЕГО ТЕМПЕРАТУРУ КИПЕНИЯ, ИЛИ .... ОБЩЕЕ ДАВЛЕНИЕ ЕГО НАСЫЩЕННОГО ПАРА:**

- 1) понижает, повышает
- 2) повышает, понижает
- 3) понижает, не изменяет
- 4) повышает, не изменяет
- 5) не изменяет, понижает

**27. ТЕМПЕРАТУРЫ КИПЕНИЯ ВЗАИМНО НЕСМЕШИВАЮЩИХСЯ ЖИДКОСТЕЙ А и В РАВНЫ  $T_A$  и  $T_B$ . ЧТО МОЖНО СКАЗАТЬ О ТЕМПЕРАТУРЕ КИПЕНИЯ ИХ СМЕСИ  $T_{см}$ ?**

- 1)  $T_B < T_{см}$
- 2)  $T_B > T_{см} < T_A$

$$3) T_{cm} = T_A + T_B$$

$$4) T_{cm} = \frac{T_A + T_B}{2}$$

$$5) T_B > T_{cm} > T_A$$

### ТЕМА 3

#### *Термодинамика растворов электролитов и электрохимия*

**28. ВЫРАЗИТЕ КОНСТАНТУ ДИССОЦИАЦИИ УКСУСНОЙ КИСЛОТЫ ЧЕРЕЗ СТЕПЕНЬ ДИССОЦИАЦИИ  $\alpha$  И ОБЩУЮ КОНЦЕНТРАЦИЮ ЭЛЕКТРОЛИТА:**

$$K_c = \frac{c \cdot \alpha^2}{1 - \alpha}$$

$$K_c = \frac{c}{1 - \alpha} \cdot \alpha^2$$

$$K_c = \frac{\alpha - 1}{c}$$

$$K_c = \frac{c}{1 - \alpha} \cdot \alpha$$

$$K_c = \frac{c}{c^2} \cdot \alpha$$

**29. СФОРМУЛИРУЙТЕ ПРАВИЛО ИОННОЙ СИЛЫ:**

- 1)  $\gamma = \frac{1}{2} \sum C_i \cdot Z_i^2$
- 2) коэффициент активности молекулы не зависит от ионной силы
- 3) коэффициент активности любого иона один и тот же во всех разбавленных растворах, имеющих одинаковую ионную силу
- 4) коэффициент активности иона равен  $\gamma = I \sqrt{I}$
- 5)  $\gamma \rightarrow 1$  при  $C \rightarrow 0$

**30. ЧТО ТАКОЕ ВОДОРОДНЫЙ ПОКАЗАТЕЛЬ pH?**

- 1)  $\text{pH} = -\ln a(\text{H}^+)$
- 2)  $\text{pH} = \ln a(\text{H}^+)$
- 3)  $\text{pH} = 14$
- 4)  $\text{pH} = -\lg a(\text{H}^+)$
- 5)  $\text{pH} = -2,3 \ln C(\text{H}^+)$

**31. К БУФЕРНЫМ НЕ ОТНОСИТСЯ РАСТВОР:**

- 1)  $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{CH}_3\text{COONa}$
- 2)  $\text{NH}_4\text{OH} + \text{H}_2\text{O}$
- 3)  $\text{NH}_4\text{OH} + \text{NH}_4\text{Cl}$
- 4)  $\text{Na}_2\text{HPO}_4 + \text{NaH}_2\text{PO}_4$
- 5)  $\text{NaHCO}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3$

**32. КАКОВА СВЯЗЬ МЕЖДУ УДЕЛЬНОЙ И МОЛЯРНОЙ ЭЛЕКТРОПРОВОДИМОСТЯМИ?**

- 1)  $\kappa = \lambda \cdot c$  2)  $\lambda = c \cdot \kappa$
- 3)  $\lambda = \kappa/c$
- 4)  $\kappa = \lambda/c$
- 5)  $\frac{\lambda \cdot 1000}{c} = \chi$

**33. ЗАКОН НЕЗАВИСИМОГО ДВИЖЕНИЯ ИОНОВ – ЗАКОН КОЛЬРАУША – ВЫРАЖАЕТСЯ ФОРМУЛОЙ:**

- 1)  $\lambda_{\infty} = \lambda_{\infty K^+} + \lambda_{\infty A^-}$
- 2)  $\lambda = \lambda_{K^+} + \lambda_{A^-} \cdot \alpha_{\infty}$
- 3)  $\alpha = \frac{\lambda}{\lambda_{\infty}}$
- 4)  $\alpha = \alpha(\alpha_{K^+} + \alpha_{A^-})$
- 5)  $\alpha = \frac{\alpha_{K^+} + \alpha_{A^-}}{2}$

**34. КАКАЯ РЕАКЦИЯ (ОКИСЛЕНИЕ ИЛИ ВОССТАНОВЛЕНИЕ) ПРОТЕКАЕТ НА ПОЛОЖИТЕЛЬНОМ ЭЛЕКТРОДЕ ГАЛЬВАНИЧЕСКОГО ЭЛЕМЕНТА?**

- 1) окисление

- 2) восстановления
- 3) обе реакции одновременно
- 4) может быть как реакция окисления, так и реакция восстановления
- 5) никакая реакция не протекает

### 35. ЧТО НАЗЫВАЕТСЯ ЭЛЕКТРОДНЫМ ПОТЕНЦИАЛОМ?

- 1) ЭДС элемента, составленного из данного электрода и стандартного каломельного
- 2) ЭДС элемента, составленного из данного электрода и стандартного водородного
- 3) ЭДС элемента, в котором данный электрод соединен при измерении с элементом Вестона
- 4) потенциал данного электрода в стандартных условиях
- 5) ЭДС элемента, составленного из данного электрода и водородного электрода

### 36. НАПИШИТЕ УРАВНЕНИЕ НЕРНСТА ДЛЯ ХЛОРСЕРЕБРЯНОГО ЭЛЕКТРОДА

$$\begin{array}{l}
 \text{AgCl} / \text{Ag} \\
 \text{1) } \varphi = \varphi_{\text{Ag}^+ / \text{Ag}} - \frac{RT}{F} \ln a_{\text{Cl}^-}
 \end{array}$$

$$\begin{array}{l}
 \text{AgCl} / \text{Ag} \\
 \varphi = \varphi_{\text{Ag}^+ / \text{Ag}} + \frac{RT}{F} \ln a_{\text{Cl}^-}
 \end{array}$$

$$\begin{array}{l}
 \text{Ag} / \text{Ag}^+ \\
 \text{2) } \varphi = \varphi_{\text{AgCl} / \text{Ag}} + \frac{RT}{F} \ln a_{\text{Cl}^-}
 \end{array}$$

$$\begin{array}{l}
 \text{AgCl} / \text{Ag} \\
 \text{3) } \varphi = \varphi_{\text{Ag}^+ / \text{Ag}} + \frac{RT}{F} \ln a_{\text{Ag}^+}
 \end{array}$$

- 4)  $A_g nF$
- $$\varphi = \varphi_{AgCl/0} - RT \lg a_{Cl^-}$$
- 5)  $A_g F$

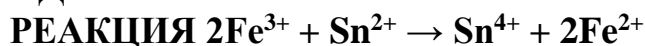
**37. ДЛЯ КАКИХ ЦЕЛЕЙ ИСПОЛЬЗУЕТСЯ КАЛОМЕЛЬНЫЙ ЭЛЕКТРОД?**

- 1) для определения рН раствора, которым заполняется электрод
- 2) для определения коэффициента активности ионов в растворе, которым заполнен этот электрод
- 3) для измерения ЭДС гальванических элементов
- 4) как электрод сравнения для измерения потенциалов других электродов
- 5) для измерения ЭДС гальванической цепи

**38. ПРИ КАКИХ УСЛОВИЯХ СТАНДАРТНЫЙ ЭЛЕКТРОДНЫЙ ПОТЕНЦИАЛ ВОДОРОДНОГО ЭЛЕКТРОДА УСЛОВНО ПРИНИМАЕТСЯ РАВНЫМ НУЛЮ?**

- 1) при давлении газообразного водорода, равном 1 атм, активности ионов водорода в растворе, равной 1, и при температуре 0°C
- 2) при давлении газообразного водорода, равном 1 атм, активности ионов водорода в растворе, равной 1, и при температуре 298 К
- 3) при давлении газообразного водорода, равном 1 атм, активности ионов водорода в растворе, равной 1, и при любой температуре
- 4) при давлении газообразного водорода, равном 0, и при температуре 25°C
- 5) при активности ионов водорода в растворе, равной 1, и температуре 298 К

**39. СОСТАВЬТЕ ГАЛЬВАНИЧЕСКИЙ ЭЛЕМЕНТ, В КОТОРОМ ИДЕТ**



- 1)  $Fe | FeCl_3 || SnCl_2 | Sn$

- 2)  $\text{Fe} \mid \text{FeCl}_3 \mid \mid \text{Sn}^{2+}, \text{Sn}^{4+} \mid \text{Pt}$
- 3)  $\text{Pt} \mid \text{Sn}^{2+}, \text{Sn}^{4+} \mid \mid \text{Fe}^{2+}, \text{Fe}^{3+} \mid \text{Pt}$
- 4)  $\text{Sn} \mid \text{SnCl}_2 \mid \mid \text{Fe}^{2+}, \text{Fe}^{3+} \mid \text{Pt}$
- 5)  $\text{Pt} \mid \text{Sn}^{2+} \mid \mid \text{Fe}^{3+} \mid \text{Pt}$

## ТЕМА 4

### *Кинетика химических реакций и катализ*

**40. СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ  $v_1A_1 + v_2A_2 = v_3A_3 + v_4A_4$  ОПРЕДЕЛЯЕТСЯ ВЫРАЖЕНИЕМ:**

$$1) v = k[A_1]^{n_1}[A_2]^{n_2}[A_3]^{n_3}[A_4]^{n_4}$$

$$2) v = k[A_1]^{n_1}$$

$$3) v = k[A_3]^{n_3}[A_4]^{n_4}$$

$$4) v = k[A_1]^{n_1}[A_2]^{n_2}$$

$$5) v = k[A_2]^{n_1+n_2}$$

**41. КОНСТАНТА СКОРОСТИ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ НЕ ЗАВИСИТ ОТ**

- 1) концентрации
- 2) температуры
- 3) катализатора
- 4) природы реагентов
- 5) растворителя

**42. КИНЕТИЧЕСКОЕ УРАВНЕНИЕ НЕОБРАТИМОЙ РЕАКЦИИ ПЕРВОГО ПОРЯДКА ИМЕЕТ ВИД**

$$1) k_t = -\frac{1}{t} \ln \left[ \frac{[A]}{[A^0]} \right]$$

$$2) k_t = \frac{1}{t} \ln \left[ \frac{[A_0]}{[A]} \right]$$

$$3) k_t = \frac{1}{t} \ln[A_0]$$

$$4) k_t = \frac{1}{t} \ln[A]$$

$$5) k_t = \frac{1}{t} \ln \left[ \frac{[A]_1 - [A]_0}{[A]_1 - [A]_0} \right]$$

**43. СКОРОСТЬ РЕАКЦИИ  $v_1A_1 + v_2A_2 = v_3A_3 + v_4A_4$  ВТОРОГО ПОРЯДКА ОПРЕДЕЛЯЕТСЯ УРАВНЕНИЕМ**

$$v = -\frac{d[A_3]}{dt} = k_{II} [A_3]^{v_3} [A_1]^{v_1}$$

1)

$$\frac{d[A_2]}{dt} = -v = -k_{II} [A_3]^{v_3} [A_1]^{v_1}$$

$$2) \frac{d[A_2]}{dt} = -v$$

$$3) v = \frac{1}{t} \ln[A]$$

$$v = \frac{d[A_1]}{dt} = k_{II} [A_1]^{v_1} [A_2]^{v_2}$$

$$4) \frac{d[A_1]}{dt} = v$$

$$5) \frac{d[A_3]}{dt} = v$$

**44. КАК ИЗМЕНЯЕТСЯ КОНЦЕНТРАЦИЯ РЕАГИРУЮЩИХ ВЕЩЕСТВ С ТЕЧЕНИЕМ ВРЕМЕНИ, ЕСЛИ РЕАКЦИЯ ИМЕЕТ НУЛЕВОЙ ПОРЯДОК?**

- 1) линейно увеличивается
- 2) линейно уменьшается
- 3) не изменяется со временем
- 4) экспоненциально увеличивается
- 5) экспоненциально уменьшается



**45. ЗАВИСИМОСТЬ КОНСТАНТЫ РЕАКЦИИ ОТ ТЕМПЕРАТУРЫ  
ВЫРАЖАЕТСЯ УРАВНЕНИЕМ АРРЕНИУСА**

- 1)  $k = Z_0 \cdot e^{-\frac{E_a}{RT}}$
- 2)  $k = e^{-\frac{E_a}{RT}}$
- 3)  $\ln k = -\frac{E_a}{R} + \ln Z_0$
- 4)  $\ln K = \ln Z_0 + \frac{E_0}{T}$
- 5)  $\ln K = Z_0 \cdot e^{-\frac{E_a}{RT}}$

**46. ОПРЕДЕЛЕНИЕ СРОКА ГОДНОСТИ  
ЛЕКАРСТВЕННОГО  
ПРЕПАРАТА МЕТОДОМ УСКОРЕННОГО СТАРЕНИЯ ОСНОВАН  
НА ЗАКОНЕ**

- 1) Гесса
- 2) Гельмгольца
- 3) Больцмана
- 4) Аррениуса
- 5) Поляни

**47. КАТАЛИЗАТОР – ЭТО ВЕЩЕСТВО, ВЗАИМОДЕЙСТВУЮЩЕЕ  
С МОЛЕКУЛАМИ РЕАГИРУЮЩИХ ВЕЩЕСТВ, .... СКОРОСТЬ  
ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ И ВЫДЕЛЯЮЩЕЕСЯ НА  
ПОСЛЕДУЮЩИХ СТАДИЯХ В ХИМИЧЕСКИ  
НЕИЗМЕНЕННОМ  
ВИДЕ.**

- 1) не влияет на
- 2) увеличивающее
- 3) уменьшающее

## **ТЕМА 5**

### *Поверхностные явления (вариативная часть)*

**48. ПОВЕРХНОСТНОЕ НАТЯЖЕНИЕ ЯВЛЯЕТСЯ ХАРАКТЕРИСТИКОЙ:**

- 1) гомогенной системы
- 2) гетерогенной системы
- 3) газа
- 4) многокомпонентной системы
- 5) однокомпонентной системы

**49. К ПАВ ОТНОСЯТСЯ:**

- 1) органические соединения с несимметричным строением молекул, состоящие из полярных и неполярных групп
- 2) органические соединения с симметричным строением молекул
- 3) растворы сильных неорганических электролитов
- 4) водные растворы органических веществ
- 5) все растворы

**50. ПРИЧИНОЙ СКЛЕИВАНИЯ ДВУХ СЛОЕВ РАЗНЫХ ВЕЩЕСТВ ЯВЛЯЕТСЯ**

- 1) смачивание
- 2) когезия
- 3) адсорбция
- 4) адгезия
- 5) капиллярные явления

**51. АДСОРБЦИЕЙ НАЗЫВАЮТ**

- 1) поглощение вещества всем объемом адсорбента
- 2) связь между разнородными конденсированными телами при их молекулярном контакте
- 3) концентрирование веществ на поверхности раздела фаз
- 4) сцепление однородных молекул внутри одной фазы

**52. ФУНДАМЕНТАЛЬНОЕ УРАВНЕНИЕ АДСОРБЦИИ ГИББСА ДЛЯ ОДНОГО КОМПОНЕНТА:**

$$1) \Gamma_i = - \frac{RT a_i}{\partial \sigma / \partial a_i} = -$$

$$i \quad \partial \sigma$$

$$2) \Gamma = - \frac{\partial c_i}{\partial \sigma}$$

$$3) \Gamma_i = \sum \mu_i dn_i$$

$$4) A = \Gamma_i$$

### 53. ТЕОРИЯ МОНОМОЛЕКУЛЯРНОЙ АДСОРБЦИИ ЛЕНГМЮРА ПРИВОДИТ К ИЗОТЕРМЕ АДСОРБЦИИ:

- 1)  $K_{ад}/K_{дес} = K$
- 2)  $v_{ад} = v_{дес}$
- 3)  $A = A_{макс} \cdot K \cdot C / (1 + K \cdot C)$
- 4)  $A = K \cdot p^{1/n}$
- 5)  $v_{ад} = K_{ад} \cdot (1 - \Theta)$

### 54. ИОННЫЙ ОБМЕН – ЭТО

- 1) необратимый процесс эквивалентного обмена ионами между раствором электролита и твердым адсорбентом
- 2) обратимый процесс эквивалентного обмена ионами между раствором электролита и твердым адсорбентом
- 3) процесс адсорбции ионов электролита из раствора
- 4) процесс десорбции из твердого адсорбента катионов или анионов

### 55. ДЕМИНЕРАЛИЗАЦИЮ ВОДЫ МОЖНО ПРОВЕСТИ

- 1) ионным обменом
- 2) адгезией 3) когезией
- 4) смачиванием

## **ТЕМА 6**

### ***Коллоидно-дисперсные системы***

#### **56. ДИСПЕРСНОСТЬ D ЯВЛЯЕТСЯ**

- 1) мерой гетерогенности
- 2) мерой раздробленности вещества
- 3) мерой способности вещества к адсорбции
- 4) мерой диффузии

#### **57. СЕДИМЕНТАЦИЕЙ НАЗЫВАЕТСЯ ПРОЦЕСС**

- 1) перемещение частиц дисперсной среды под действием внешнего электрического поля
- 2) выравнивания концентрации частиц по всему объему раствора
- 3) трения жидкости при ее перемещении
- 4) оседания частиц дисперсной среды под действием силы тяжести

#### **58. ЦЕЛЮЮ СЕДИМЕНТАЦИОННОГО АНАЛИЗА ЯВЛЯЕТСЯ ОПРЕДЕЛЕНИЕ**

- 1) относительного содержания различных фракций частиц в полидисперсной системе
- 2) скорость осаждения частиц
- 3) размер частиц
- 4) вязкости системы

#### **59. ЧТО ПОНИМАЮТ ПОД КОАГУЛЯЦИЕЙ?**

- 1) оседание частиц под действием сил тяжести
- 2) потеря устойчивости системы
- 3) агрегация и слипание твердых частиц
- 4) набухание лиофильных систем

#### **60. ЧТО ПОНИМАЮТ ПОД КОАЛЕСЦЕНЦИЕЙ?**

- 1) оседание частиц под действием силы тяжести
- 2) потеря устойчивости систем
- 3) агрегация и слипание жидких частиц
- 4) набухание ВМС
- 5) перемещение частиц в электрическом поле

**61. ЗОЛЬ ЙОДИДА СЕРЕБРА ОБРАЗУЕТСЯ В РЕЗУЛЬТАТЕ РЕАКЦИИ МЕЖДУ  $\text{AgNO}_3$  И БОЛЬШОГО ИЗБЫТКА  $\text{KI}$ . ЗАПИШИТЕ ФОРМУЛУ МИЦЕЛЛЫ.**

- 1)  $\{m[\text{AgI}]n\text{I}^{-(n-x)}\text{K}^+\}^{x-x}\text{K}^+$
- 2)  $\{m[\text{AgNO}_3]n\text{I}^{-(n-x)}\text{K}^+\}x\text{K}^+$
- 3)  $\{m[\text{AgNO}_3]\text{NO}_3^{-(n-x)}\text{K}^+\}x\text{I}^-$
- 4)  $\{m[\text{AgI}]\text{NO}_3^{-(n-x)}\text{K}^+\}x\text{K}^+$

**62. ВЕЛИЧИНА ДЗЕТА-ПОТЕНЦИАЛА ВЛИЯЕТ**

- 1) на электрический потенциал на границе раздела фаз
- 2) на скорость относительного перемещения дисперсной фазы и дисперсионной среды, интенсивность электрических явлений, устойчивость золь и разрушение дисперсных систем электролитом
- 3) на поверхностный  $\phi$ -потенциал
- 4) на число зарядов на поверхности

**63. КАКОЕ ИЗ ПЕРЕЧИСЛЕННЫХ ЯВЛЕНИЙ НЕ ЯВЛЯЕТСЯ ЭЛЕКТРОКИНЕТИЧЕСКИМ?**

- 1) электроосмос
- 2) электрофорез
- 3) потенциал протекания
- 4) потенциал седиментации
- 5) седиментация

**64. КАКОЙ ИЗ ФАКТОРОВ, ВЫЗЫВАЮЩИХ КОАГУЛЯЦИЮ, ЯВЛЯЕТСЯ БОЛЕЕ ДЕЙСТВЕННЫМ?**

- 1) изменение температуры
- 2) добавки электролитов
- 3) механическое воздействие
- 4) электромагнитное излучение

5) изменение давления

**65. ПО КАКОМУ МЕХАНИЗМУ ПРОТЕКАЕТ АДСОРБЦИЯ НА МИКРОПОРИСТЫХ ПОВЕРХНОСТЯХ?**

- 1) хемосорбция
- 2) ионный обмен
- 3) капиллярная конденсация
- 4) физическая адсорбция

**66. КАПИЛЯРНАЯ КОНДЕНСАЦИЯ ГАЗА УВЕЛИЧИВАЕТСЯ**

- 1) с уменьшением размера пор и увеличением смачиваемости
- 2) с увеличением размера пор и уменьшением смачиваемости
- 3) с увеличением размера пор и уменьшением смачиваемости
- 4) с уменьшением размера пор и уменьшением давления в системе
- 5) с увеличением температуры

**67. ЭЛЕКТРОКИНЕТИЧЕСКИЕ ЯВЛЕНИЯ НА ГРАНИЦЕ РАЗДЕЛА ФАЗ ЯВЛЯЮТСЯ СЛЕДСТВИЕМ**

- 1) адсорбции и десорбции
- 2) ионного обмена
- 3) седиментации
- 4) коагуляции
- 5) образования ДЭС

**ТЕМА 7**

*Высокомолекулярные соединения*

**68. КАКИЕ СВОЙСТВА ОТНОСЯТСЯ К СПЕЦИФИЧЕСКИМ СВОЙСТВАМ ВМС?**

- 1) оптические
- 2) набухание и студнеобразование
- 3) молекулярно-кинетические
- 4) электрические

**69. ЧТО ТАКОЕ ПОЛИЭЛЕКТРОЛИТЫ?**

- 1) это ВМС, в составе макромолекул которых входят группы, способные к ионизации в растворе
- 2) это ВМС, имеющие ионогенные группы  $-\text{COO}^-$  или  $-\text{OSO}_3^-$
- 3) это ВМС, имеющие ионогенные группы  $-\text{NH}_3^+$
- 4) это вещества, молекулы которых имеют асимметричное или дифильное строение

#### 70. ИЗОЭЛЕКТРИЧЕСКОЙ ТОЧКОЙ БЕЛКА (ИЭТ) НАЗЫВАЮТ

- 1) состояние макромолекул белка, когда число ионизированных основных групп больше числа ионизированных кислотных групп
- 2)  $\text{pH} = 7$
- 3) состояние макромолекул белка, когда число ионизированных основных и кислотных групп одинаково
- 4) состояние макромолекул белка, когда ионизация не происходит
- 5) состояние макромолекул белка при набухании

#### 71. В РАСТВОРЕ СОДЕРЖИТСЯ СМЕСЬ БЕЛКОВ: ГЛОБУЛИН ( $\text{pI} = 7$ ), АЛЬБУМИН ( $\text{pI} = 4,9$ ) И КОЛЛАГЕН ( $\text{pI} = 4,0$ ). ЭЛЕКТРОФОРЕТИЧЕСКИ БЕЛКИ МОЖНО РАЗДЕЛИТЬ ПРИ

- 1)  $\text{pH} = 7$
- 2)  $\text{pH} > 7$
- 3)  $\text{pH} = 4,9$
- 4)  $\text{pH} = 4,0$
- 5)  $\text{pH} < 4,0$

#### 72. НА ПРОЦЕСС НАБУХАНИЯ ВМС ВЛИЯЮТ:

- 1) температура
- 2)  $\text{pH}$  среды
- 3) природа растворителя
- 4) давление
- 5) присутствие электролитов

7. Учебно-методическое и информационное обеспечение дисциплины (печатные, электронные издания, интернет и другие сетевые ресурсы).

##### 7.1. Перечень основной литературы:

№		Количество экземпляров
---	--	------------------------

	Наименование согласно библиографическим требованиям	на кафедре	в библиотеке
1	Беляев А. П., Физическая и коллоидная химия : учебник. М. : ГЭОТАР-Медиа, 2008. – с.704	10	124
2	Ершов Юрий Алексеевич, Коллоидная химия. Физическая химия дисперсных систем : учебник. М. : ГЭОТАР-Медиа, 2012. – с.352	10	121

7.2. Перечень дополнительной литературы:

№	Наименование согласно библиографическим требованиям	Количество экземпляров	
		на кафедре	в библиотеке
1	Харитонов Ю.Я. Физическая химия. Учебник. – М.:ГЭОТАР-Медиа, 2009. – с. 608	2	2
2	Задачи по физической химии: учебное пособие/ В.В.Еремин, С.И.Каргов, И.А.Успенская, Н.Е.Кузьменко, В.В.Лунин. – М.:Экзамен, 2003. – с.320	1	1
3	Зимон А.Д. Физическая химия. – М.: Агар, 2003. – с.320	2	1

7.3. Перечень методических рекомендаций для аудиторной и самостоятельной работы студентов:

№	Количество экземпляров
---	------------------------



	Наименование согласно библиографическим требованиям	на кафедре	в библиотеке
1	Гордцов А. С., Практикум по физической и коллоидной химии : учебно- методическое пособие для студентов фарм. факульт. Н.Новгород : НижГМА, 2009	10	194

## 8. Материально-техническое обеспечение дисциплины.

### 8.1. Перечень помещений, необходимых для проведения аудиторных занятий по дисциплине.

№ п/п	наименования помещений (в указанном порядке)	учебных мест, шт.	площадь, м <sup>2</sup>
1.	потоковая лекционная аудитория (на каф.химии)	100	
2.	потоковая лекционная аудитория (на каф.анатомии)	150	
3.	учебная лаборатория для проведения химического практикума №18	20	

### 8.2. Перечень оборудования, необходимого для проведения аудиторных занятий по дисциплине.

Использование учебных химических аудиторий, оснащенных лабораторными столами, аналитическими весами, моделями, приборами для измерения физико- химических характеристик, наборами химической посуды, реактивами и оборудованных химических лабораторий для выполнения студентами учебно-практических работ, предусмотренных в лабораторном практикуме Компьютерная техника (компьютеры, ноутбуки, проектор, экран). Проекционная техника (проектор «Оверхед», телевизор) Наборы слайдов и таблиц по различным разделам дисциплины, мультимедийные презентации.

## 8. Образовательные технологии в интерактивной форме, используемые в процессе преподавания дисциплины

### 1. Традиционные образовательные технологии

Информационная лекция – последовательное изложение материала в дисциплинарной логике, осуществляемое преимущественно вербальными средствами (монолог преподавателя).

Практическое занятие, посвященное освоению конкретных умений и навыков по предложенному алгоритму.

Лабораторная работа – организация учебной работы с реальными материальными и информационными объектами, экспериментальная работа с аналоговыми моделями реальных объектов.

## **2. Технологии проблемного обучения**

Проблемная лекция – изложение материала, предполагающее постановку проблемных и дискуссионных вопросов, освещение различных научных подходов, авторские комментарии, связанные с различными моделями интерпретации изучаемого материала.

работы, направленная на решение комплексной учебно-познавательной задачи, требующей от студента применения как научно-теоретических знаний, так и практических навыков.

Всего 50% интерактивных занятий от объема аудиторной работы.

### **9.1. Примеры образовательных технологий в интерактивной форме:**

Написание и защита рефератов.

#### ***Темы рефератов и докладов***

1. Тепловые эффекты химических реакций.
2. Химическая переменная и химическое сродство.
3. Эбулиоскопия и криометрия – методы исследования химических веществ.
4. Разделение жидких растворов. Перегонка и дистилляция.
5. Исследование электропроводности растворов электролитов. Использование в фармации.
6. Обратимые, последовательные, параллельные и сопряженные реакции.
7. Ферментативный катализ.
8. Оптические свойства высокомолекулярных веществ.
9. Проблема устойчивости дисперсных систем.
10. Мембранная технология в фармации.
11. Применение эмульсий в фармации.
12. Образование и свойства аэрозолей.

**9.2. Электронные образовательные ресурсы, используемые в процессе преподавания дисциплины:**

Единый образовательный портал ФГБОУ ВО НижГМА Минздрава России.

