

№ ФАРМ-16

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
«Северо-Осетинская государственная медицинская академия»
Министерства здравоохранения Российской Федерации
(ФГБОУ ВО СОГМА Минздрава России)

Кафедра Химии и физики

**МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ДЛЯ ВЫПОЛНЕНИЯ
САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ (ВНЕАУДИТОРНОЙ) РАБОТЫ**

по ФИЗИЧЕСКОЙ И КОЛЛОИДНОЙ ХИМИИ

II семестр - Физическая химия

основной профессиональной образовательной программы высшего образования –
программы специалитета по специальности 33.05.01 Фармация,
утвержденной 31.08.2020 г.

Владикавказ, 2020

**Задания для самостоятельной работы студентов фармацевтического факультета по
физической и коллоидной химии к занятию №1**

(1 курс, 2 семестр)

ТЕМА: «Предмет физической и коллоидной химии. Внутренняя энергия и энтальпия».

I. Вопросы для проверки исходного (базового) уровня знаний:

1. Предмет физической химии. Значение её для фармации, биологии, медицины Место физической химии среди других химических дисциплин. Краткий исторический очерк развития физической химии.
2. Разделы физической химии. Методы исследования, используемые в ней. Химическая термодинамика. Предмет и теоретическая база. Особенности законов термодинамики.

II. Целевые задачи: изучить предмет, задачи и основные понятия физической химии.

Студент должен знать: - устройство и принцип действия калориметра, - нулевое начало термодинамики, - первое начало термодинамики, различные формулировки. - математическое выражение 1 начала и его анализ. Студент должен уметь: - собирать простейшую калориметрическую установку, определять её тепловое значение и проводить термохимические измерения; - графически определять изменение температуры в ходе процесса;	Литература: Основная: 1. Ю.А.Ершов, В.А.Попков, А.С.Берлянд, А.З.Книжник. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов. /Под ред Ю.А.Ершова. М.: ВШ, 2007. С. 10-29 2. Ф.Даниэльс, Р.Олбери. Физическая химия. М., «Мир», 1978. 3. С.А. Балезин. Практикум по физической и коллоидной химии. М., «Просвещение», 1980. 4. Учебно-методическая разработка к практическому занятию по данной теме. 5. Лекционный материал. Дополнительная: 1. Р.Чанг. Физическая химия с приложением к биологическим системам. М., «Мир», 1980. 2. Г.А.Голиков. Руководство по физической химии. М., «Высшая школа», 1989. 3. А.С.Ленский. Введение в биоорганическую и биофизическую химию. М., «Высшая школа», 1988. 4. С.А. Балезин. Практикум по физической и коллоидной химии. М., «Просвещение», 1980.
--	--

III. Задание для самостоятельной работы по изучаемой теме:

1. Допишите недостающие составляющие следующих определений:

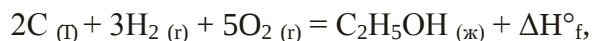
- а) термодинамика - раздел химии, изучающий
- б) термодинамическая система считается открытой, если ...
- в) химический процесс, осуществляемый при постоянном объеме, называется

2. Решить следующие задачи:

Задача 1. На испарение некоторого количества воды требуется затратить 10,01 кДж энергии. При этом работа расширения пара составляет 0,32 кДж. Рассчитайте, сколько воды (в молях) подвергается испарению и каково при этом изменение внутренней энергии системы.

Ответ: 0,246 моля; 9,69 кДж.

Задача 2. Рассчитайте мольную теплоту (энтальпию) образования этанола из простых веществ по реакции:



используя данные о стандартных теплотах сгорания веществ, участвующих в реакции.

Вещество	ΔH°_c , Дж/моль
Этанол	-1366,74
Водород	-285,77
Углерод	-393,50

Ответ: - 277,57 кДж/моль.

Задача 3. С помощью стандартных теплот образования веществ вычислите тепловой эффект, изменение энергии Гиббса и константу равновесия K_p реакции $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(г)} = \text{C}_2\text{H}_{4(г)} + \text{H}_2\text{O}_{(г)}$ при температуре 298К.

	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(г)}$	$\text{C}_2\text{H}_{4(г)}$	$\text{H}_2\text{O}_{(г)}$
ΔH°_f , кДж/моль	-235,3	52,0	-241,81
S° , Дж/моль·К	282,0	219,4	33,56

3. Тесты для самоконтроля:

- Система, которая может получать или отдавать тепло в окружающую среду и производить работу, а внешняя среда – совершать работу над системой называется
 - изолированной;
 - неизолированной;
 - гомогенной;
 - замкнутой.
- Учет и оценку энергетических превращений, сопровождающих физические и химические процессы, изучает наука
 - молекулярная физика;
 - физика твердого тела;
 - термодинамика;
- Предметом химической термодинамики являются: 1) химическое равновесие, 2) направление протекания химического процесса, 3) скорость химической реакции
 - 1 и 2;
 - только 2;
 - только 1;
 - 1 и 3.
- Однородная часть системы с одинаковыми химическими и термодинамическими свойствами, отделенная от других частей видимой поверхностью раздела называется
 - параметром;
 - фазой;
 - компонентом;
 - средой.
- Термодинамический процесс, протекающий при постоянной температуре называется
 - изохорическим;
 - изотермическим;
 - изобарическим;
 - изомерным.

Задания для самостоятельной работы студентов фармацевтического факультета по физической и коллоидной химии к занятию №2

(1 курс, 2 семестр)

ТЕМА: «Термохимия. Расчет тепловых эффектов химических реакций по закону Гесса и его следствиям»

I. Вопросы для проверки исходного (базового) уровня знаний:

1. Термохимия. Термохимические уравнения. Тепловой эффект химической реакции. Знак теплового эффекта и экзо- или эндотермичность реакции.
2. Теплота сгорания. Расчет тепловых эффектов реакций с использованием теплот сгорания.
3. Теплота образования. Расчет тепловых эффектов реакций с использованием теплот образования.
4. Закон Гесса - основной закон термохимии. Формулировка и иллюстрация на примерах.
5. Следствия закона Гесса.
6. Зависимость теплового эффекта реакции от температуры. Вывод уравнения Кирхгоффа для малого интервала температур. Теплоёмкость.
7. Уравнение Кирхгоффа для больших интервалов температур.

II. Целевые задачи: изучить основные законы термохимии и освоить методики расчета тепловых эффектов химических реакций.

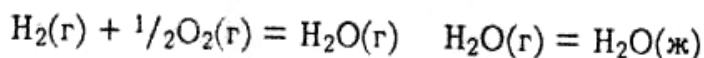
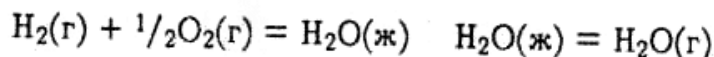
Студент должен знать: - закон Гесса и его следствия; - виды тепловых эффектов при химических реакциях и растворении; - связь величины и знака теплового эффекта с химическим строением и кристаллической структурой веществ; Студент должен уметь: - графически определять изменение температуры в ходе процесса; - рассчитывать тепловой эффект растворения, теплоту гидратации (сольватации), теплоту нейтрализации.	Литература: основная: 1. Ю.А.Ершов, В.А.Попков, А.С.Берлянд, А.З.Книжник. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов. /Под ред Ю.А.Ершова. М.: ВШ, 2007. С.16-21 2. Ф.Даниэльс, Р.Олберти. Физическая химия. М., «Мир», 1978. 3. С.А. Балезин. Практикум по физической и коллоидной химии. М., «Просвещение», 1980. 4. Учебно-методическая разработка к практическому занятию по данной теме. 5. Лекционный материал Дополнительная: 1. Р.Чанг. Физическая химия с приложением к биологическим системам. М., «Мир», 1980. 2. Г.А.Голиков. Руководство по физической химии. М., «Высшая школа», 1989. 3. А.С.Ленский. Введение в биоорганическую и биофизическую химию. М., «Высшая школа», 1988. 4. С.А. Балезин. Практикум по физической и коллоидной химии. М., «Просвещение», 1980.
--	---

III. Задание для самостоятельной работы по изучаемой теме:

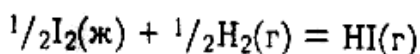
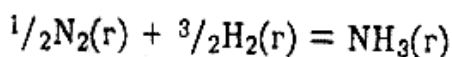
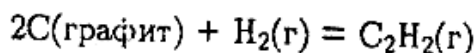
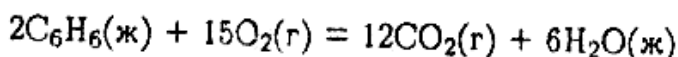
1. Допишите недостающие составляющие следующих определений:
а) реакции, идущие с выделением теплоты в термохимии называются ...;

- б) система, которая может получать или отдавать тепло в окружающую среду и производить работу, а внешняя среда – совершать работу над системой называется ...;
- в) количество теплоты, выделяемое или поглощаемое при разложении 1 моля сложного вещества на более простые называется ...

2. Пользуясь приложением IV, напишите термохимические уравнения следующих реакций и процессов:



3. Какие реакции называют экзотермическими? Пользуясь приложением IV, укажите экзотермические процессы:



4. Решить следующие задачи:

1) При нейтрализации 0,5 моль KOH соляной кислотой выделилось 27,95 кДж теплоты. Рассчитайте, сколько молей воды образовалось при этом, и теплоту реакции нейтрализации. Запишите термохимическое уравнение реакции. *Ответ:* -55,9 кДж.

2) Теплота нейтрализации сильной кислоты сильным основанием при стандартных условиях и 298° К равна - 55,9 кДж/(моль H₂O). Вычислите, сколько теплоты выделится при смешении 100 мл 0,5 М раствора HCl с 100 мл 0,5 М раствора NaOH. *Ответ:* 2,80 кДж.

5. Тесты для самоконтроля:

- Термохимия является разделом, который изучает
 - тепловые эффекты химических реакций;
 - направление протекания химического процесса;
 - механизмы химических реакций;
 - скорость реакции.
- Эндотермический процесс – это процесс, протекающий
 - с поглощением теплоты;
 - с выделением теплоты;
 - с выделением воды;
 - с выделением газа.
- Тепловой эффект химической реакции зависит только от вида и состояния исходных и конечных продуктов и не зависит от промежуточных состояний - это закон
 - Гесса;
 - Фарадея;
 - Гей–Люссака;
 - Авогадро.
- Процесс, сопровождающийся положительным тепловым эффектом, в термодинамике называется
 - экзотермическим;
 - эндотермическим;
 - изотермическим;
 - каталитическим.

5. Количество теплоты, требуемое для плавления кристаллического вещества, зависит ...
- от рода вещества, его массы и желаемого изменения температуры.
 - от рода вещества, его массы и температуры.
 - от рода вещества и его температуры.
 - от рода вещества и его массы.

Задания для самостоятельной работы студентов фармацевтического факультета по физической и коллоидной химии к занятию №3

(1 курс, 2 семестр)

ТЕМА: Калориметрическое определение тепловых эффектов химических реакций.

I. Вопросы для проверки исходного (базового) уровня знаний:

- Термохимия. Калориметрические измерения. Термохимические уравнения. Тепловой эффект химической реакции. Знак теплового эффекта и экзо- или эндотермичность реакции.
- Закон Гесса - основной закон термохимии. Формулировка и иллюстрация на примерах.
- Следствия закона Гесса.
- Физико-химические методы определения тепловых эффектов химических реакций различных типов.

II. Целевые задачи: приобрести навыки калориметрического определения теплот химических реакций и обработки данных эксперимента.

<i>Студент должен знать:</i> - следствия из закона Гесса; - виды тепловых эффектов при химических реакциях и растворении; - экспериментальные и расчетные способы определения тепловых эффектов; - экспериментальные и расчетные способы определения тепловых эффектов; - устройство и принцип действия калориметра. <i>Студент должен уметь:</i> - собирать простейшую калориметрическую установку, определять её тепловое значение и проводить термохимические измерения; - графически определять изменение температуры в ходе процесса; - рассчитывать тепловой эффект образования, сгорания, растворения, теплоту гидратации (сольватации), теплоту нейтрализации.	<i>Литература:</i> основная: - Ю.А.Ершов, В.А.Попков, А.С.Берлянд, А.З.Книжник. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов. /Под ред Ю.А.Ершова. М.: ВШ, 2007. С. 16-21 - Ф.Даниэльс, Р.Олберти. Физическая химия. М., «Мир», 1978. - С.А. Бalezин. Практикум по физической и коллоидной химии. М., «Просвещение», 1980. - Учебно-методическая разработка к практическому занятию по данной теме. - Лекционный материал. Дополнительная: - Р.Чанг. Физическая химия с приложением к биологическим системам. М., «Мир», 1980. - Г.А.Голиков. Руководство по физической химии. М., «Высшая школа», 1989. - А.С.Ленский. Введение в биоорганическую и биофизическую химию. М., «Высшая школа», 1988. - С.А. Бalezин. Практикум по физической и коллоидной химии. М., «Просвещение», 1980.
--	---

III. Задание для самостоятельной работы по изучаемой теме:

1. Допишите недостающие составляющие следующих определений:

- а) При плавлении кристаллического тела ... ,
- б) Количество теплоты, выделяющееся при кристаллизации вещества, зависит от ... ,
- в) При кристаллизации жидкости теплота ...

2. Составьте три тестовых заданий по теме данного занятия по образцу:

Превращение жидкости в твердое тело называют ...

- А) испарением.
- Б) плавлением.
- В) сублимацией.
- Г) конденсацией.
- Д) отвердеванием.

3. Решить следующие задачи:

Задача 1. Рассчитайте тепловой эффект сгорания этанола, если известно, что при сгорании 4,6 г спирта выделяется 137 кДж теплоты. Сжигание проводили в стандартных условиях.

Задача 2. Рассчитайте тепловой эффект реакции образования метана из простых веществ при постоянном объёме, если при постоянном давлении он равен -74,85 кДж/моль.

Ответ: -77,327 кДж/моль.

Задача 3. Какое количество теплоты поглотится при растворении в воде 23,8 г калия бромида, если $\Delta H_{\text{раств}} = 17$ кДж/моль?

3. Тесты для самоконтроля:

1. При плавлении тела ...

- А) теплота может и поглощаться, и выделяться.
- Б) теплота не поглощается и не выделяется.
- В) теплота поглощается.
- Г) теплота выделяется.

2. Превращение жидкости в пар называют ...

- А) сублимацией.
- Б) плавлением.
- В) испарением.
- Г) отвердеванием.
- Д) конденсацией.

3. При парообразовании ...

- А) теплота может и поглощаться, и выделяться.
- Б) теплота поглощается.
- В) теплота выделяется.
- Г) теплота не поглощается и не выделяется.

4. При нагревании тела ...

- А) температура повышается.
- Б) температура понижается.
- В) температура не изменяется.
- Г) температура может и повышаться, и понижаться.

5. При охлаждении тела ...

- А) температура может и повышаться, и понижаться.
- Б) температура понижается.
- В) температура не изменяется.

Г) температура повышается.

6. Удельная теплоемкость вещества выражает свойство тел равной массы ...
- А) требовать разного кол-ва теплоты для перехода в газообразное состояние.
 - Б) неодинаково быстро остывать при охлаждении.
 - В) выделять различное количество теплоты при кристаллизации.
 - Г) неодинаково нагреваться от одинакового количества теплоты.

**Задания для самостоятельной работы студентов фармацевтического факультета по
физической и коллоидной химии к занятию №3**

(1 курс, 2 семестр)

ТЕМА: «Второе и третье начало термодинамики. Расчет термодинамических величин ΔS и ΔG для химических реакций»

I. Вопросы для проверки исходного (базового) уровня знаний:

1. Обратимые и необратимые реакции. Критерии самопроизвольности протекания процессов. Термодинамическая вероятность состояния системы.
2. Энтропия. Её связь с термодинамической вероятностью. Уравнение Больцмана. Закон возрастания энтропии.
3. Второе начало термодинамики. Различные формулировки и математическое выражение.
4. Третье начало термодинамики. Постулат Планка. Абсолютное значение энтропии. Расчет энтропии для химических реакций.
2. Энергия Гиббса. Энергия Гельмгольца. Вывод математического выражения. Связь с максимальной и максимальной полезной работой. Критерий химического сродства.

II. Целевые задачи: овладеть методиками расчета термодинамических величин ΔS и ΔG для химических реакций.

<i>Студент должен знать:</i> - различные формулировки и математическое выражение второго начала термодинамики, - связь энтропии с термодинамической вероятностью, - третье начало термодинамики, - математическое выражение 1 начала и его анализ. <i>Студент должен уметь:</i> - проводить расчет энтропии для химических реакций, - проводить расчет энергии Гиббса для химических реакций, - на основании значений ΔS и ΔG оценивать возможность и направление протекания химических процессов.	<i>Литература:</i> основная: 1. Ю.А.Ершов, В.А.Попков, А.С.Берлянд, А.З.Книжник. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов. /Под ред Ю.А.Ершова. М.: ВШ, 2007. С.21-42 2. Ф.Даниэльс, Р.Олберти. Физическая химия. М., «Мир», 1978. 3. С.А. Бalezин. Практикум по физической и коллоидной химии. М., «Просвещение», 1980. 4. Учебно-методическая разработка к практическому занятию по данной теме. 5. Лекционный материал. Дополнительная: 1. Р.Чанг. Физическая химия с приложением к биологическим системам. М., «Мир», 1980. 2. Г.А.Голиков. Руководство по физической химии. М., «Высшая школа», 1989. 3. А.С.Ленский. Введение в биоорганическую и биофизическую химию. М., «Высшая школа», 1988. 4. С.А. Бalezин. Практикум по физической и коллоидной химии. М., «Просвещение», 1980.
--	--

III. Задание для самостоятельной работы по изучаемой теме:

1. Допишите недостающие составляющие следующих определений:

- а) энтропия системы является мерой ее
- б) тепловой эффект химической реакции при $V=\text{const}$ представляет собой изменение;
- в) изменение энтропии в ходе химической реакции ΔS^0 , можно рассчитать как ...

2. Составьте три тестовых заданий по теме данного занятия по образцу:

Энтропия – это мера:

- а) беспорядочности;
- б) порядка;
- в) невозбужденного состояния;
- г) скорости реакции.

3. Решите следующие задачи:

Задача 1. Вычислите изменение внутренней энергии системы при испарении 0,054 кг воды, если теплота испарения ее 40,66 кДж/моль, а работа расширения равна 1,3 кДж/моль. **Ответ: 118,08 кДж.**

Задача 2 . Вычислите изменение энтропии при испарении 0,18 кг воды при 100°C. Теплота испарения воды равна 40660 Дж/моль. **Ответ: 1090,08 Дж/К.**

4. Тесты для самоконтроля:

- 1) Учет и оценку энергетических превращений, сопровождающих физические и химические процессы, изучает наука
 - а) молекулярная физика;
 - б) физика твердого тела;
 - в) термодинамика;
 - г) стехиометрия.
- 2) Термодинамическая функция энергии Гиббса определяется выражением
 - а) $G = H - \frac{T}{S}$;
 - б) $G = H + T \cdot S$;
 - в) $G = H - T \cdot S$;
 - г) $G = H + \frac{T}{S}$.
- 3) Величина $U - TS = A$ называется
- 4) Энергию Гиббса можно вычислить через энтальпию и энтропию по формуле:
- 5) «В изобарно – изотермических в системе самопроизвольно могут протекать только те процессы, при которых энергия Гиббса системы»

**Задания для самостоятельной работы студентов фармацевтического факультета по
физической и коллоидной химии к занятию №4**

(1 курс, 2 семестр)

ТЕМА: Калориметрический метод определения теплоты растворения солей и теплоты гидратообразования.

I. Вопросы для проверки исходного (базового) уровня знаний:

1. Интегральная и дифференциальная теплоты растворения. Калориметрическое определение теплоты растворения и теплоты гидратации.
2. Обратимые и необратимые реакции. Критерии самопроизвольности протекания процессов. Термодинамическая вероятность состояния системы.
3. Энтропия. Её связь с термодинамической вероятностью. Уравнение Больцмана. Закон возрастания энтропии.

II. Целевые задачи: Овладеть методиками определения интегральных теплот растворения и гидратации солей.

<i>Студент должен знать:</i> - виды тепловых эффектов при химических реакциях и растворении; - связь величины и знака теплового эффекта с химическим строением и кристаллической структурой веществ; - экспериментальные и расчетные способы определения тепловых эффектов; <i>Студент должен уметь:</i> - графически определять изменение температуры в ходе процесса; - рассчитывать тепловой эффект растворения, теплоту гидратации (сольватации), теплоту нейтрализации.	<i>Литература:</i> основная: 3. Ю.А.Ершов, В.А.Попков, А.С.Берлянд, А.З.Книжник. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов. /Под ред Ю.А.Ершова. М.: ВШ, 2007. С. 16-21 4. Ф.Даниэльс, Р.Олберти. Физическая химия. М., «Мир», 1978. 3. С.А. Бalezин. Практикум по физической и коллоидной химии. М., «Просвещение», 1980. 4. Учебно-методическая разработка к практическому занятию по данной теме. 5. Лекционный материал. Дополнительная: 1. Р.Чанг. Физическая химия с приложением к биологическим системам. М., «Мир», 1980. 2. Г.А.Голиков. Руководство по физической химии. М., «Высшая школа», 1989. 3. А.С.Ленский. Введение в биоорганическую и биофизическую химию. М., «Высшая школа», 1988. 4. С.А. Бalezин. Практикум по физической и коллоидной химии. М., «Просвещение», 1980.
--	---

III. Задание для самостоятельной работы по изучаемой теме:

1. Допишите недостающие составляющие следующих определений:
 - а) теплота растворения 1 моля вещества с образованием т. н. бесконечно разбавленного раствора называется

б) тепловой эффект при растворении 1 моля вещества в очень большом количестве уже имеющегося раствора этого же вещества некоторой концентрации (приводящем к бесконечно малому увеличению концентрации) называется ...

в) **теплотой нейтрализации** $\Delta H_{\text{нейтр}}$ называется тепловой эффект взаимодействия ...

2. Составьте три тестовых заданий по теме данного занятия по образцу:

Количество теплоты, выделяемое или поглощаемое при разложении 1 моля сложного вещества на более простые называется

- а) теплотой разложения;
- б) теплотой растворения;
- в) теплотой нейтрализации;
- г) теплотой гидратации.

3. Решите следующие задачи:

Задача 1. Рассчитайте изменение энтропии в процессах: а) нагревания 108 г воды от 20°C до 100°C, б) испарения воды при кипении при 100°C, в) нагревания пара до 120°C и г) суммарное изменение энтропии.

Средняя теплоёмкость C_p : жидкой воды 75,31, пара 33,56 Дж/моль·К; теплота испарения воды $\Delta H_{\text{исп}}$ 40660 Дж/моль; молярная энтропия S° : жидкой воды 69,96, пара 188,74 Дж/моль·К.

Ответ: а) 482,98; б) 606,0; в) 1059,14; г) 2148,12 Дж/К.

Задача 2. Вычислите тепловое значение калориметра, если при растворении 1,898 г хлорида калия наблюдается снижение температуры на 2,5°C, а ΔH растворения KCl равна 17,47 кДж/моль.

Задача 3. Константа равновесия K_p реакции $2\text{HBr} = \text{H}_2 + \text{Br}_2$ при 1100 К равна $1,39 \times 10^{-3}$. Рассчитайте равновесный выход продуктов реакции (в молях), если в реакцию вступает 1,5 моля HBr.

Ответ: по 0,054 моля.

3. Тесты для самоконтроля:

1. При конденсации пара

- А) теплота выделяется,
- Б) теплота может и поглощаться, и выделяться,
- В) теплота не поглощается и не выделяется.
- Г) теплота поглощается.

2. Удельная теплота плавления характеризует свойство тел равной массы ...

- А) требовать разного кол-ва теплоты для перехода в газообразное состояние.
- Б) неодинаково быстро остывать при охлаждении.
- В) неодинаково нагреваться от одинакового количества теплоты.
- Г) выделять различное количество теплоты при кристаллизации.

3. Превращение пара в жидкость называют ...

- А) отвердеванием.
- Б) плавлением.
- В) испарением.
- Г) сублимацией.
- Д) конденсацией.

4. При охлаждении тела ...

- А) теплота не поглощается и не выделяется.
- Б) теплота может и поглощаться, и выделяться.
- Г) теплота выделяется.
- Д) теплота поглощается.

5. Удельная теплота парообразования характеризует свойство тел равной массы ...

- А) неодинаково нагреваться от одинакового количества теплоты.
- Б) неодинаково быстро остывать при охлаждении.
- В) выделять различное количество теплоты при кристаллизации.
- Г) требовать разного кол-ва теплоты для перехода в газообразное состояние.

6. Переход твердого тела в газообразное состояние называют ...

- А) конденсацией.
- Б) сублимацией.
- В) отвердеванием.
- Г) плавлением.

7. Количество теплоты, необходимое для нагревания тела, зависит ...

- А) от рода вещества, его массы и температуры.
- Б) от рода вещества и его массы.
- В) от рода вещества, его массы и желаемого изменения температуры.
- Г) от рода вещества и его температуры.

Задания для самостоятельной работы студентов фармацевтического факультета по физической и коллоидной химии к занятию № 6

(1 курс, 2 семестр)

ТЕМА: «Химическое равновесие. Расчет константы равновесия. Закон действующих масс. Смещение равновесия».

I. Вопросы для проверки исходного (базового) уровня знаний:

1. Состояние химического равновесия для обратимой химической реакции.
2. Физический смысл константы равновесия.
3. Факторы смещения химического равновесия. Принцип Ле-Шателье.
4. Влияние на равновесие начального состава реакционной смеси. Уравнение изотермы химической реакции.
5. Химическое равновесие в гетерогенных системах.

- II. Целевые задачи:** оценка интенсивности физико-химического процесса при помощи химического потенциала, расчет констант равновесия, определение направления химической реакции при помощи уравнения изотермы.

Студент должен знать: - обратимые и необратимые процессы; - состояние химического равновесия; - константа равновесия, принцип Ле-Шателье-Брауна; - факторы, влияющие на смещение химического равновесия. Студент должен уметь: - определять направление смещения химического равновесия при изменении концентрации реагентов, температуры и давления. - проводить вычисления констант равновесия	Литература: Основная: 1. Ю.А.Ершов, В.А.Попков, А.С. Берлянд, А.З. Книжник. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов. /Под ред Ю.А. Ершова. М.: ВШ, 2007. С. 391-402 2. Ф.Даниэльс, Р.Олберти. Физическая химия. М., «Мир», 1978. 3. С.А. Балезин. Практикум по физической и коллоидной химии. М., «Просвещение», 1980. 4. Учебно-методическая разработка к практическому занятию по данной теме. 5. Лекционный материал. Дополнительная: 1. Р.Чанг. Физическая химия с приложением к биологическим системам. М., «Мир», 1980. 2. Г.А.Голиков. Руководство по физической химии. М., «Высшая школа», 1989. 3. А.С.Ленский. Введение в биоорганическую и биофизическую химию. М., «Высшая школа», 1988. 4. С.А. Балезин. Практикум по физической и коллоидной химии. М., «Просвещение», 1980.
--	--

III. Задание для самостоятельной работы по изучаемой теме:

1. Допишите недостающие составляющие следующих определений:

- а) принцип Ле – Шателье – Брауна применим к реакциям;
- б) обратимые реакции – это реакции, которые идут

в) отношение друг к другу констант скорости прямой и обратной реакций будет равно

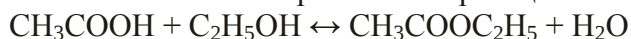
2. Составьте три тестовых заданий по теме данного занятия по образцу:

Для систем, находящихся в химическом равновесии применяется

- а) принцип Ле-Шателье,
- б) правило Вант-Гоффа,
- в) принцип Паули,
- г) принцип минимальной энергии.

3. Решите следующие задачи:

Задача 1. Константа равновесия реакции



при 25°C равна 4. Рассчитайте равновесный выход этилацетата и воды (в молях), если в реакцию введены 1 моль уксусной кислоты и 2 моля этанола. **Ответ:** по 0,845 моля

Задача 2. Константа равновесия K_p реакции $2\text{HBr} = \text{H}_2 + \text{Br}_2$ при 1100K равна $1,39 \times 10^{-3}$. Рассчитайте равновесный выход продуктов реакции (в молях), если в реакцию вступает 1,5 моля HBr.

Ответ: по 0,054 моля.

4. Тесты для самоконтроля:

1. В какую сторону сместится равновесие реакции $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}$ при увеличении давления?

- а) не изменится
- б) вправо
- в) влево

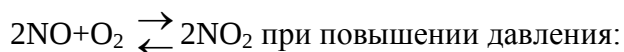
2. Принцип Ле-Шателье – Брауна применим к реакциям:

- а) обратимым,
- б) необратимым,
- в) экзотермическим,
- г) эндотермическим.

3. Равновесие реакции сместится вправо $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$ $\Delta H < 0$;

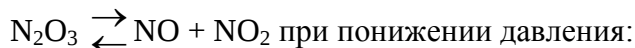
- а) при понижении температуры,
- б) при увеличении концентрации NH_3 ,
- в) при уменьшении давления,
- г) при введении катализатора.

4. В какую сторону сместится равновесие системы



- а) влево;
- б) вправо;
- в) не сместится.

5. В какую сторону сместится равновесие системы



- а) влево;
- б) вправо;
- в) не сместится.

**Задания для самостоятельной работы студентов фармацевтического факультета по
физической и коллоидной химии к занятию №7**

(1 курс, 2 семестр)

ТЕМА: «Спектрофотометрическое определение константы диссоциации кислотно-основного индикатора»

I. Вопросы для проверки исходного (базового) уровня знаний:

1. В чем состоит закон Ламберта-Бера-Бугера? Синтезом каких двух законов он является?
2. Что называется коэффициентом поглощения?
3. Какая величина называется оптической плотностью?
4. Что представляет собой спектр поглощения вещества?
5. Из каких основных частей состоит спектральный прибор?

II. Целевые задачи: изучение и применение метода спектрофотометрии для определения константы диссоциации кислотно-основного индикатора.

Студент должен знать: -сущность метода спектрофотометрии и область ее применения; - закон Бугера-Ламберта-Бера, область его применения; - устройство приборов, используемых в спектрофотометрии; - определение коэффициента поглощения; - понятие оптической плотности и спектра поглощения; -определение кислотно-основных индикаторов и их классификацию. Студент должен уметь: - готовить растворы с различным значением pH; - снимать спектры поглощения растворов, - проводить измерения оптической плотности, - рассчитывать степень диссоциации индикатора в растворах с различными значениями pH; - строить график зависимости оптической плотности от pH раствора и находить $D_{пред}$.	Литература: Основная: 1. Ю.А.Ершов, В.А.Попков, А.С.Берлянд, А.З.Книжник. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов. /Под ред Ю.А.Ершова. М.: ВШ, 2007. С.16-32, 77 2. Ф.Даниэльс, Р.Олберти. Физическая химия. М., «Мир», 1978. 3. С.А. Балезин. Практикум по физической и коллоидной химии. М., «Просвещение», 1980. 4. Учебно-методическая разработка к практическому занятию по данной теме. 5. Лекционный материал. Дополнительная: 1. Р.Чанг. Физическая химия с приложением к биологическим системам. М., «Мир», 1980. 2. Г.А.Голиков. Руководство по физической химии. М., «Высшая школа», 1989. 3. А.С.Ленский. Введение в биоорганическую и биофизическую химию. М., «Высшая школа», 1988. 4. С.А. Балезин. Практикум по физической и коллоидной химии. М., «Просвещение», 1980.
--	--

III. Задание для самостоятельной работы по изучаемой теме:

1. Допишите недостающие составляющие следующих определений:

- а) Спектрофотометрия – это метод ...,
- б) Основным законом, на котором основан количественный спектрофотометрический анализ, является ...,
- в) Кислотно-основными индикаторами называются вещества, которые ...

2. Составьте 5 тестовых заданий по теме данного занятия по образцу:

Количественный анализ в фотометрических методах анализа основан на зависимости

интенсивности поглощения от:

- a) длины волны света
- b) природы вещества
- c) интенсивности падающего света
- d) коэффициента светопоглощения
- e) количества поглощающих частиц

3. Решите следующие задачи:

4. Тесты для самоконтроля:

1). Выражение основного закона светопоглощения:

- a) $A = k \cdot C \cdot l$
- b) $A = k / C \cdot l$
- c) $A = C \cdot k / l$
- d) $A = C / l \cdot k$
- e) $A = C \cdot l / k$

2). Физический смысл удельного коэффициента светопоглощения - это поглощение раствора с толщиной слоя 1 см и концентрацией:

- a) 1 М
- b) 1 н.
- c) 1 г/мл
- d) 1 г/л
- e) 1%

3). Видимой области спектра соответствует диапазон волн:

- a) 100-750 нм
- b) 380-750 нм
- c) 750-100000 нм
- d) 100-380 нм
- e) 380-100000 нм

4). Концентрация раствора при использовании молярного коэффициента светопоглощения выражается в:

- a) г/л
- b) моль-экв/л
- c) мг/мл
- d) г/100 г раствора
- e) моль/л

5). Спектральной характеристикой называется зависимость светопоглощения от:

- a) толщины слоя
- b) концентрации
- c) молярного коэффициента светопоглощения
- d) удельного коэффициента светопоглощения
- e) длины волны электромагнитного излучения

**Задания для самостоятельной работы студентов фармацевтического факультета по
физической и коллоидной химии к занятию № 8**

(1 курс, 2 семестр)

**ТЕМА: «Фазовое равновесие. Диаграммы состояния. Методы разделения жидкостей.
Экстракция»**

I. Вопросы для проверки исходного (базового) уровня знаний:

1. Фазовое равновесие. Основные понятия (фаза, компонент, число независимых компонентов, вариантность системы, фазовые переходы). Правило фаз Гиббса.
2. Фазовые диаграммы (диаграммы состояния). Диаграмма состояния однокомпонентной системы и её анализ (на примере воды).
3. Уравнение Клапейрона для фазовых переходов (вывод). Применение уравнения.
4. Уравнение Клаузиуса - Клапейрона для процесса кипения (вывод).
5. Простая перегонка (дистилляция) бинарных смесей, её возможности и применение. Ректификация.
6. 2-й закон Коновалова. Азеотропные смеси (азеотропы), их виды. Примеры. Способы разделения азеотропных смесей. Получение абсолютизированного спирта.
7. Нерастворимые друг в друге жидкости. Закон Дальтона. Перегонка с водяным паром. Вывод уравнения для расчета коэффициента расхода пара.
8. Критическая температура растворения. Диаграмма растворимости с верхней, нижней и двумя КТР (примеры).
9. Правило Алексеева. Графическое определение КТР. Сопряженные растворы.
10. Жидкостная экстракция. Основные условия проведения экстракции. Закон распределения Нернста.
11. Коэффициент распределения. Степень ассоциации и способы ее определения.
12. Расчет количества экстрагированного вещества, степени извлечения, числа экстракций, необходимых для заданного процента извлечения.
13. Диаграммы плавления бинарных смесей. Кривые охлаждения. Термический анализ.
14. Диаграммы плавления смесей веществ, образующих химические соединения. Диаграммы плавления тройных смесей.

II. Целевые задачи: изучить условия фазовых переходов по правилу фаз Гиббса, исследование диаграмм состояния веществ и изучение методов разделения жидкостей.

<i>Студент должен знать:</i> - основные понятия теории фазовых равновесий (фаза, компонент, число независимых компонентов, вариантность); - правило фаз Гиббса; - виды фазовых диаграмм и принципы их построения; - законы Нернста, Рауля, Коновалова, Дальтона, правило Алексеева; - физико-химические основы экстракции и различных видов перегонки; - причины образования и свойства азеотропных растворов и эвтектических смесей. <i>Студент должен уметь:</i> - строить и анализировать диаграммы кипения, плавления, растворения; - проводить жидкостную экстракцию; - рассчитывать коэффициент распределения и степень ассоциации веществ в растворе; - рассчитывать число операций экстрагирования, необходимых для достижения заданной степени извлечения растворенного вещества; - определять температуру гетерогенизации и критическую температуру растворения жидкостных смесей; - с помощью правила рычага определять соотношение масс различных фаз в гетерогенных системах; - определять состав эвтектик и азеотропов и температуры их фазовых переходов; - с помощью правила фаз рассчитывать вариантность (число степеней свободы) гетерогенных систем.	<i>Литература:</i> Основная: 1. Ю.А.Ершов, В.А.Попков, А.С.Берлянд, А.З.Книжник. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов. /Под ред Ю.А.Ершова. М.: ВШ, 2007. С.16-32, 77 2. Ф.Даниэльс, Р.Олберти. Физическая химия. М., «Мир», 1978. 3. С.А. Балезин. Практикум по физической и коллоидной химии. М., «Просвещение», 1980. 4. Учебно-методическая разработка к практическому занятию по данной теме. 5. Лекционный материал. Дополнительная: 1. Р.Чанг. Физическая химия с приложением к биологическим системам. М., «Мир», 1980. 2. Г.А. Голиков. Руководство по физической химии. М., «Высшая школа», 1989. 3. А.С.Ленский. Введение в биоорганическую и биофизическую химию. М., «Высшая школа», 1988. 4. С.А. Балезин. Практикум по физической и коллоидной химии. М., «Просвещение», 1980.
--	--

III. Задание для самостоятельной работы по изучаемой теме:

1. Допишите недостающие составляющие следующих определений:

а) переходы вещества из одного фазового состояния в другое при изменении параметров, характеризующих термодинамическое равновесие называются

б) ... - индивидуальное химическое вещество, входящее в состав системы.

в) Система будет находиться в состоянии фазового равновесия (т. е. ни один из её компонентов не будет переходить из одной фазы в другую) при условии, что

г) пар в равновесной бинарной системе по сравнению с жидкостью обогащен ...;

д) диаграммы кипения строятся в координатах "... - ..." при заданном постоянном ... ;

е) нераздельнокипящие растворы называются

2. Составьте 5 тестовых заданий по теме данного занятия по образцу:

Выражение для правила фаз выглядит следующим образом:

а) $G = H - T \cdot S$;

б) $C = K - \Phi + n$;

в) $v_{np} = k_{np} C_A^a C_B^b$;

г) $p = nRT/V$.

3. Решите следующие задачи:

Задача 1. Рассчитайте изменение энтропии в процессах: а) нагревания 108 г воды от 20°C до 100°C, б) испарения воды при кипении при 100°C, в) нагревания пара до 120°C и г) суммарное изменение энтропии.

Средняя теплоёмкость C_p : жидкой воды 75,31, пара 33,56 Дж/моль·К; теплота испарения воды $\Delta H_{\text{исп}}$ 40660 Дж/моль; молярная энтропия S° : жидкой воды 69,96, пара 188,74 Дж/моль·К.

Ответ: а) 482,98; б) 606,0; в) 1059,14; г) 2148,12 Дж/К.

Задача 2. Вычислите концентрацию иода в амиловом спирте, находящемся в равновесии с водным раствором, содержащим при 25°C 0,340 г/л иода, а коэффициент распределения иода между спиртом и водой $K=230$.

Ответ. 78,2 г/л.

Задача 3. Коэффициент распределения салицилового альдегида между водой и тетрахлорметаном равен 0,0125. 0,5 л водного раствора салицилового альдегида с концентрацией 1,0 г/л взбалтывают с 0,02 л CCl_4 . Рассчитайте массу (г) экстрагированного салицилового альдегида и его концентрацию в водном растворе после экстракции

Ответ: 0,381 г; 0,238 г/л.

4. Тесты для самоконтроля:

1). Из перечисленных ниже формулировок выберите правильную для определения понятия "экстрагент":

A. Раствор реагента, обычно водный, используемый для извлечения веществ из экстракта.

B. Органический растворитель в чистом виде или содержащий реагент, извлекающий вещество из водной фазы.

C. Составная часть экстракта, перешедшая из водной фазы в органическую вместе с извлекаемым веществом.

D. Отделенная водная фаза, содержащая вещество, извлекаемое из экстракта.

2). Из перечисленных ниже формулировок выберите правильную для определения понятия "экстракционный реагент".

A. Раствор реагента, обычно водный, используемый для извлечения веществ из экстракта.

B. Водная фаза, содержащая вещества, извлекаемые из экстракта.

C. Составная часть экстрагента, взаимодействующая с извлекаемым веществом с образованием экстрагирующегося соединения.

D. Органический растворитель в чистом виде или содержащий реагент, извлекающий вещество из водной фазы.

3). Из перечисленных выше формулировок выберите правильную для определения понятия "экстракт".

A. Органический растворитель в чистом виде, извлекающий вещество из водной фазы.

B. Органический растворитель, содержащий реагент, извлекающий вещество из водной фазы.

C. Отделенная жидкая органическая фаза, содержащая извлеченное из водной фазы вещество.

D. Раствор реагента, обычно водный, используемый для извлечения веществ из экстракта

4). Выберите уравнение для расчета степени извлечения при жидкостной экстракции:

a) $\alpha = m_3 + m_0$

b) $\alpha = m_3 - m_0$

c) $\alpha = \frac{m_3}{m_0}$

d) $\alpha = \frac{m_0}{m_3}$

e) $\alpha = m_0 m_3$

**Задания для самостоятельной работы студентов фармацевтического факультета по
физической и коллоидной химии к занятию № 9**

(1 курс, 2 семестр)

ТЕМА: «Растворы. Термодинамическая характеристика и свойства идеальных растворов».

I. Вопросы для проверки исходного (базового) уровня знаний:

1. Растворы. Определение. Способы выражения концентрации. Значение растворов в фармации.
2. Двухкомпонентные (бинарные) смеси летучих жидкостей. Идеальные растворы. Закон Рауля.
3. Реальные растворы. Отклонения от закона Рауля. Диаграммы кипения. 1-й закон Коновалова.
4. Коллигативные свойства растворов неэлектролитов. Понижение (депрессия) температуры отвердевания растворов. Криоскопическая константа. Криометрическое определение молярной массы веществ.
5. Повышение температуры кипения растворов. Эбулиоскопическая константа. Эбулиоскопическое определение молярной массы веществ.
6. Осмос. Осмотическое давление растворов неэлектролитов. Уравнение Вант-Гоффа.
7. Изо-, гипо- и гипертонические растворы в фармации. Изотонирование. Осмометрическое определение молярной массы веществ.

II. Целевые задачи: овладение методиками расчета физико-химических свойств идеальных растворов.

<i>Студент должен знать:</i> - причины и характер изменения термодинамических свойств растворов относительно свойств растворителя. - понятие идеального раствора. - закон Рауля и следствия из закона. - законы осмотического давления и их биологическое значение. - биологическое значение закона распределения Нернста <i>Студент должен уметь:</i> - вычислять моляльную, молярную концентрации, массовую долю растворенного вещества, мольные доли компонентов в растворе; - проводить расчеты по определению осмотического давления разбавленных растворов неэлектролитов; - рассчитывать относительное понижение давления насыщенного пара, температуру замерзания и кипения растворов.	<i>Литература:</i> Основная: 1. Ю.А.Ершов, В.А.Попков, А.С.Берлянд, А.З.Книжник. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов. /Под ред Ю.А.Ершова. М.: ВШ, 2007. С.165-183 2. Ф.Даниэльс, Р.Олберти. Физическая химия. М., «Мир», 1978. 3. С.А. Бalezин. Практикум по физической и коллоидной химии. М., «Просвещение», 1980. 4. Учебно-методическая разработка к практическому занятию по данной теме. 5. Лекционный материал. Дополнительная: 1. Р.Чанг. Физическая химия с приложением к биологическим системам. М., «Мир», 1980. 2. Г.А.Голиков. Руководство по физической химии. М., «Высшая школа», 1989. 3. А.С.Ленский. Введение в биоорганическую и биофизическую химию. М., «Высшая школа», 1988. 4. С.А. Бalezин. Практикум по физической и коллоидной химии. М., «Просвещение», 1980.
--	--

III. Задание для самостоятельной работы по изучаемой теме:

1. Допишите недостающие составляющие следующих определений:
 - а) главной особенностью идеальных растворов является ...
 - б) насыщенным называют пар ...
 - в) температурой кипения жидкости является температура, при которой ...

2. Составьте 5 тестовых заданий по теме данного занятия по образцу:

Понижение температуры замерзания раствора прямо пропорционально

- 1) моляльной концентрации;
- 2) молярной концентрации;
- 3) массовой доле;
- 4) нормальной концентрации.

3. Решите следующие задачи:

Задача 1. Рассчитайте давление пара растворителя над раствором, содержащим 180 г воды и 68,4 г сахарозы, если при температуре 338 К давление пара над чистым растворителем равно 25003 Па.

Ответ: $p = 24502,9$ Па.

Задача 2. Рассчитайте температуру замерзания раствора, содержащего 0,9 л глицерина (плотность $1,261 \text{ г/см}^3$) в 10 л воды. Криоскопическая константа воды $1,86$.

Ответ: $\Delta T_3 = -2,29^\circ\text{C}$.

Задача 3. Для очистки анилина от примесей его перегоняют с водяным паром при нормальном атмосферном давлении и температуре $98,4^\circ\text{C}$. Давление пара воды при этом равно 96258,5 Па. Вычислить расход пара на 1 кг анилина.

Ответ: 3,67 кг пара.

Задача 4. Для раствора, содержащего 3 г сахарозы в 50 г воды, рассчитать: а) температуру замерзания, б) температуру кипения.

Ответ: а) $-0,3^\circ\text{C}$ б) $100,1^\circ\text{C}$.

Задача 5. Рассчитать процентную концентрацию глюкозы в инъекционном растворе, который можно вводить внутривенно без дополнительного изотонирования.

Ответ: 5,41%.

4. Тесты для самоконтроля:

1. Растворы – это
 - 1) однородные системы переменного состава
 - 2) многокомпонентные системы, состав которых не может изменяться
 - 3) это гетерогенные системы определенного состава
 - 4) однокомпонентные системы
2. Титр – это
 - 1) число граммов вещества, содержащееся в 1 мл раствор
 - 2) число молей вещества, содержащееся в 1 л раствор
 - 3) число эквивалентов в 1 л раствора
 - 4) число молекул в 1 л раствора.
3. Изотонические растворы – это растворы, имеющие
 - 1) одинаковое осмотическое давление
 - 2) разное осмотическое давление
 - 3) одинаковое число молей
 - 4) одинаковый объем.
4. Лизисом называют ...
5. Явление плазмолиза – это ...

**Задания для самостоятельной работы студентов фармацевтического факультета по
физической и коллоидной химии к занятию № 10**

(1 курс, 2 семестр)

**ТЕМА: «Растворы электролитов, их особенности. Электропроводность растворов
электролитов».**

I. Вопросы для проверки исходного (базового) уровня знаний:

1. Электрохимия. Основные понятия. Электролитическая диссоциация. Теория растворов сильных электролитов Дебая-Хюккеля. Ионная сила растворов.
2. Коллигативные свойства (криоскопия, эбулиоскопия, осмотическое давление) растворов электролитов. Изотонический и осмотический коэффициенты, их расчет.
3. Электролитическая диссоциация воды. Водородный показатель рН как мера активной реакции среды.
4. Активность ионов и её связь с концентрацией электролита. Коэффициент активности. Константа диссоциации слабых электролитов. Степень диссоциации. Закон разведения Оствальда. Вывод его математического выражения.
5. Удельная и эквивалентная (мольная) электрическая проводимость растворов. Зависимость электропроводности от различных факторов. Подвижность ионов. Закон Кольрауша.
6. Метод кондуктометрического титрования.
7. Кондуктометрическое определение степени и константы диссоциации слабых электролитов.

II. Целевые задачи: определение степени и константы диссоциации (ионизации) слабых электролитов кондуктометрическим методом.

Студент должен знать: - свойства растворов электролитов; теорию электролитической диссоциации; - основные положения теории растворов сильных электролитов Дебая-Хюккеля; - закон разведения Оствальда, закон Кольрауша; - расчетные формулы используемых кондуктометрических методов; - устройство и принцип работы кондуктометра. Студент должен уметь: - измерять электрическое сопротивление растворов электролитов с помощью кондуктометра; - рассчитывать константу ячейки кондуктометра; - определять удельную и эквивалентную электрические проводимости, степень и константу диссоциации (ионизации) электролитов; - проводить кондуктометрическое титрование; - строить и анализировать кривые кондуктометрического титрования.	Литература: Основная: 1. Ю.А.Ершов, В.А.Попков, А.С.Берлянд, А.З.Книжник. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов. /Под ред Ю.А.Ершова. М.: ВШ, 2007. С. 232-236, 185-203 2. Ф.Даниэльс, Р.Олберти. Физическая химия. М., «Мир», 1978. 3. С.А. Балезин. Практикум по физической и коллоидной химии. М., «Просвещение», 1980. 4. Учебно-методическая разработка к практическому занятию по данной теме. 5. Лекционный материал. Дополнительная: 1. Р.Чанг. Физическая химия с приложением к биологическим системам. М., «Мир», 1980. 2. Г.А.Голиков. Руководство по физической химии. М., «Высшая школа», 1989. 3. А.С.Ленский. Введение в биоорганическую и биофизическую химию. М., «Высшая школа», 1988. 4. С.А. Балезин. Практикум по физической и коллоидной химии. М., «Просвещение», 1980.
--	---

III. Задание для самостоятельной работы по изучаемой теме:

1. Допишите недостающие составляющие следующих определений:
 - а) проводимость 1 м^3 раствора, заключённого между двумя плоскопараллельными электродами площадью в 1 м^2 каждый и находящимися на расстоянии 1 м друг от друга называется ...
 - б) **Эквивалентная электрическая проводимость λ** в системе СИ определяется как проводимость ...
 - в) **Разведение** – это ...

2. Составьте 5 тестовых заданий по теме данного занятия по образцу:

Величина, равная отношению числа распавшихся на ионы молекул к общему числу растворённых молекул электролита носит название

- а) активности;
- б) степени электролитической диссоциации;
- в) произведения растворимости ПР;
- г) ионной силы раствора.

3. Решите следующие задачи:

Задача 1. Эквивалентная электрическая проводимость при бесконечном разведении пикрата калия при 25°C равна $1,0397 \text{ Ом}^{-1}\text{см}^2\text{моль}^{-1}$. Подвижность иона калия $0,7358 \text{ Ом}^{-1}\text{см}^2\text{моль}^{-1}$. Рассчитать подвижность пикрат—иона. Какова будет эквивалентная электрическая проводимость раствора при степени диссоциации пикрата калия, равной 0,2?

Ответ: $0,3039 \text{ Ом}^{-1}\text{см}^2\text{моль}^{-1}$; $0,2079 \text{ Ом}^{-1}\text{см}^2\text{моль}^{-1}$.

Задача 2. Эквивалентная электрическая проводимость $0,117 \text{ М}$ раствора уксусной кислоты при 25°C равна $4,815 \text{ Ом}^{-1}\text{см}^2\text{моль}^{-1}$. Рассчитать степень диссоциации CH_3COOH в этом растворе и константу диссоциации, если подвижность ионов водорода и ацетата при 25°C , соответственно, равны $349,8$ и $40,9 \text{ Ом}^{-1}\text{см}^2\text{моль}^{-1}$.

Ответ: $0,0123$; $1,75 \times 10^{-5}$.

4. Тесты для самоконтроля:

1). $K = \frac{c\alpha^2}{1-\alpha}$ это:

- а). Закон Ома;
- б). Закон разбавления Оствальда;
- в). Закон Бойля – Мариотта;
- г). Закон Авогадро.

2). Электролиты – это растворы веществ, которые

- а). Проводят ток;
- б). Не проводят ток;
- в). Не распадаются на ионы;
- г). Подвергаются электролизу.

3). В соответствии с законом Ф.В.Г.Кольрауша: в бесконечно разбавленном растворе ...

4). Кондуктометрия это физико-химический метод анализа, основанный на измерении

- а) осмотического давления,
- б) температуры кипения раствора,
- в) электропроводности раствора,
- г) плотности.

5). Величина, характеризующая способность вещества проводить электрический ток называется

- а) активностью,
- б) вязкостью,
- в) поверхностным натяжением,
- г) электропроводностью.

6). Кондуктометрию в медико-биологических исследованиях используют для ...

7). Электрическая проводимость растворов электролитов зависит от следующих факторов: ...

**Задания для самостоятельной работы студентов фармацевтического факультета по
физической и коллоидной химии к занятию №12**

(1 курс, 2 семестр)

ТЕМА: «Электродные процессы. Устройство и работа гальванического элемента».

I. Вопросы для проверки исходного (базового) уровня знаний:

1. Химические источники тока (гальванические элементы), их виды. Электроды, полуэлементы, цепи. Электродвижущая сила (ЭДС), её связь с энергией Гиббса протекающей в элементе реакции.
2. Электродные потенциалы. Контактный и диффузионный потенциалы и способы сведения их к минимуму.
3. Уравнения Нернста для расчета электродных потенциалов и для расчета ЭДС.
4. Обратимые электроды 1-го рода. Формула записи, электродная полуреакция. Примеры. Водородный электрод, его применение в качестве стандартного.
5. Обратимые электроды 2-го рода. Формула записи, электродная полуреакция. Хлоридсеребряный и каломельный электроды. Устройство и применение в качестве электродов сравнения.

II. Целевые задачи: изучить устройство гальванического элемента и принципы его работы, приобрести навыки определения концентрации ионов с помощью электродов.

Студент должен знать: - устройство электродов 1-го и 2-го рода; - методы определения pH растворов; - виды гальванических элементов и принципы их действия; - понятие об электродвижущей силе (ЭДС) и о потенциалах, возникающих в гальваническом элементе; Студент должен уметь: - проводить расчет концентрации водородных ионов; - применять уравнение Нернста для расчета ЭДС гальванических элементов и электродных потенциалов.	Литература: Основная: 1. Ю.А.Ершов, В.А.Попков, А.С. Берлянд, А.З. Книжник. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов. /Под ред Ю.А.Ершова. М.: ВШ, 2007. С. 464-484 2. Ф.Даниэльс, Р.Олберти. Физическая химия. М., «Мир», 1978. 3. С.А. Балезин. Практикум по физической и коллоидной химии. М., «Просвещение», 1980. 4. Учебно-методическая разработка к практическому занятию по данной теме. 5. Лекционный материал. Дополнительная: 1. Р.Чанг. Физическая химия с приложением к биологическим системам. М., «Мир», 1980. 2. Г.А.Голиков. Руководство по физической химии. М., «Высшая школа», 1989. 3. А.С.Ленский. Введение в биоорганическую и биофизическую химию. М., «Высшая школа», 1988. 4. С.А. Балезин. Практикум по физической и коллоидной химии. М., «Просвещение», 1980.
--	---

III. Задание для самостоятельной работы по изучаемой теме:

1. Допишите недостающие составляющие следующих определений:

- а) Хингидронный электрод состоит из ... , его достоинством является
- б) Электролиз – это
- в) Первый закон Фарадея гласит
- г) Концентрационные цепи это
- д) Химические цепи – это

2. Составьте 5 тестовых заданий по теме данного занятия по образцу:

Условие подготовки стеклянного электрода к работе

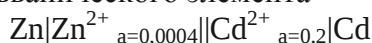
- а) электрод выдерживают в концентрированном растворе щелочи,
- б) электрод выдерживают в воде,
- в) электрод выдерживают в разбавленной (0,1 н.) кислоте,
- г) электрод предварительно не подготавливают.

3. Решите следующие задачи:

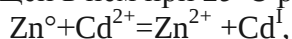
Задача 1. ЭДС элемента, состоящего из водородного и нормального каломельного электродов, погруженных в исследуемый раствор, при 298К равна 0,664 В. Рассчитать рН и активность ионов водорода в растворе.

Ответ: 6,50; $3,16 \times 10^{-7}$.

Задача 2. Рассчитать ЭДС гальванического элемента



и изменение энергии Гиббса протекающей в нём при 25°C реакции



если стандартные электродные потенциалы соответственно равны:

$$E^{\circ}_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = -0,763 \text{ В} \text{ и } E^{\circ}_{\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}} = -0,403 \text{ В}.$$

Ответ: 0,4398 В; 84,88 кДж/моль.

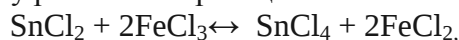
Задача 3. Рассчитать ЭДС двух элементов с общей формулой $\text{Pt}|\text{H}_2; \text{HCl}||\text{Cl}_2(\text{газ}); \text{Cl}^-|\text{Pt}$, отличающихся концентрацией HCl: 1) $C_{\text{HCl}} = 0,01 \text{ М}$ ($\gamma = 0,906$); 2) $C_{\text{HCl}} = 0,05 \text{ М}$ ($\gamma = 0,833$) (в скобках приведены коэффициенты активности растворов). Потенциал хлорного электрода $\text{Pt}|\text{Cl}_2(\text{газ}); \text{Cl}^-$ равен +1,3595 В.

Ответ: 1) 1,480 В; 2) 1,441 В.

Задача 4. Рассчитать ΔG° реакции $\text{Mg}^0 + 2\text{Ag}^+ \rightarrow \text{Mg}^{2+} + 2\text{Ag}^0$, протекающей в гальваническом элементе при стандартных условиях (активность ионов равна единице). Стандартные электродные потенциалы: $E^{\circ}_{\text{Mg}/\text{Mg}^{2+}} = -2,37 \text{ В}$, $E^{\circ}_{\text{Ag}/\text{Ag}^+} = +0,799 \text{ В}$. Указать, пойдет ли реакция в данных условиях в прямом направлении.

Ответ: -611,6 кДж/моль; реакция может идти самопроизвольно, так как $\Delta G^{\circ} < 0$.

Задача 5. Вычислить константу равновесия реакции



идущей в гальваническом элементе. Соответствующие окислительно-восстановительные потенциалы равны: $E^{\circ}_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}} = 0,771 \text{ В}$, $E^{\circ}_{\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+}} = 0,150 \text{ В}$.

Ответ: $K = 10^{21}$.

4. Тесты для самоконтроля:

1). Для какого электрода уравнение Нернста можно записать в виде:

$$E = E^{\circ} + 0,059 \lg a_{\text{H}^+}$$

- а) стеклянный,
- б) каломельный,
- в) хлорсеребряный,
- г) серебряный.

2). К электродам второго рода относятся

- а) каломельный, хлорсеребряный,
- б) стеклянный, водородный
- в) платиновый, серебряный,
- г) медный, хингидронный.

3). Электроды I рода – это

- а) металл в равновесии с насыщенным раствором малорастворимой соли,
- б) металл в равновесии с раствором двух малорастворимых солей с одноименным ионом,
- в) металл в равновесии с одноименными ионами,
- г) металлическая пластинка, опущенная в раствор соли.

4). К мембранным электродам относится

- а) стеклянный,
- б) платиновый,
- в) хлорсеребряный,
- г) водородный.

5). В наибольшей степени потенциал каломельного электрода зависит от

- а) типа растворителя,
- б) концентрации ионов ртути,
- в) концентрации хлорид-ионов,
- г) температуры.

Задания для самостоятельной работы студентов фармацевтического факультета по физической и коллоидной химии к занятию №13

(1 курс, 2 семестр)

ТЕМА: «Потенциометрия. Свойства буферных растворов».

I. Вопросы для проверки исходного (базового) уровня знаний:

1. Ионоселективные электроды. Стекланный электрод (устройство и применение). Принципиальное устройство рН-метра. Потенциометрическое определение рН.
2. Концентрационные гальванические элементы и их применение для определения растворимости труднорастворимых солей.
3. Окислительно-восстановительные электроды и гальванические элементы. Применение их для расчета констант равновесия окислительно-восстановительных реакций.
4. Буферные растворы в фармации. Механизм буферного действия. Связь рН буферных растворов с их составом. Буферная ёмкость.

II. Целевые задачи: приобрести навыки потенциометрических измерений; определение величины буферной ёмкости буферного раствора потенциометрическим методом анализа.

Студент должен знать: - понятие буферных растворов и их типы; - механизм буферного действия; - буферная ёмкость, - методы определения рН растворов; - расчет концентрации водородных ионов. Студент должен уметь: - проводить измерения с помощью рН-метра; - рассчитывать концентрацию водородных ионов и определять величину буферной ёмкости буферных растворов; - рассчитывать объёмы сопряжённых кислоты и основания, необходимые для приготовления буферных растворов с заданными значениями рН.	Литература: Основная: 1. Ю.А.Ершов, В.А.Попков, А.С. Берлянд, А.З. Книжник. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов. /Под ред Ю.А.Ершова. М.: ВШ, 2007. С. 108-119, 464-485. 2. Ф.Даниэльс, Р.Олберти. Физическая химия. М., «Мир», 1978. 3. С.А. Балезин. Практикум по физической и коллоидной химии. М., «Просвещение», 1980. 4. Учебно-методическая разработка к практическому занятию по данной теме. 5. Лекционный материал. Дополнительная: 1. Р.Чанг. Физическая химия с приложением к биологическим системам. М., «Мир», 1980. 2. Г.А.Голиков. Руководство по физической химии. М., «Высшая школа», 1989. 3. А.С.Ленский. Введение в биоорганическую и биофизическую химию. М., «Высшая школа», 1988. 4. С.А. Балезин. Практикум по физической и коллоидной химии. М., «Просвещение», 1980.
--	---

III. Задание для самостоятельной работы по изучаемой теме:

1. Допишите недостающие составляющие следующих определений:

а) К числу преимуществ потенциометрического титрования перед визуальным относят: ...

б) Индикаторным электродом в окислительно-восстановительном потенциометрическом титровании служит

в) Хлоридсеребряный электрод состоит из ... , его достоинством является

2. Составьте 5 тестовых заданий по теме данного занятия по образцу:

Растворы, сохраняющие определенное значение pH называются:

- а) буферными;
- б) истинными;
- в) разбавленными
- г) насыщенными

3. Решите следующие задачи:

Задача 1. Рассчитать молярную концентрацию и моляльность следующих водных растворов широко применяемых в медицине и фармации:

- а) 0,9 % раствор NaCl;
- б) 0,8 % раствор NH_4Cl ;
- в) 1,4 % раствор NaHCO_3 ;
- г) 5,25 % раствор глюкозы.

Плотности всех растворов примите равными 1 г/мл.

Задача 2. Какое из трех утверждений верно: 5 % раствор глюкозы по отношению к 5 % раствору сахарозы является: а) изотоническим, б) гипотоническим, гипертоническим.

Задача 3. Рассчитайте концентрацию OH^- и H^+ ионов в 0,1 моль/л растворах натрия карбоната и натрия фосфата. Чему равно значение pH этих растворов

4. Тесты для самоконтроля:

1). Буферным действием обладают:

- а) только почвенные растворы;
- б) клеточный сок растений;
- в) все физиологические жидкости
- г) коллоидные растворы

2). pH крови колеблется в пределах:

- а) 7,3 – 7,5;
- б) 5,3 – 5,6;
- в) 8,1 – 8,5
- г) 6,5-6,7

3). В фосфатной буферной смеси $\text{NaH}_2\text{PO}_4 + \text{Na}_2\text{HPO}_4$ какая соль играет роль слабой кислоты:

- а) первая;
- б) вторая;
- в) обе
- г) ни одна.

4). Аммиачная буферная смесь состоит из:

- а) $\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{NaHCO}_3$;
- б) $\text{NaHCO}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3$;
- в) $\text{NH}_4\text{OH} + \text{NH}_4\text{Cl}$
- г) $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{CH}_3\text{COONa}$;

5). К мембранным электродам относится

- а) стеклянный,
- б) платиновый,
- в) хлорсеребряный,
- г) водородный.

6). Роль «грубого» титрования в методе потенциометрического титрования

а) построение интегральной кривой титрования,

- б) проверка правильности показаний прибора,
- в) установление интервала объема титранта, в котором находится точка эквивалентности,
- г) определение приблизительного содержания вещества в растворе.

7). При потенциометрическом определении веществ точку эквивалентности устанавливают по дифференциальной, а не по интегральной кривой титрования потому, что

- а) преимуществ в установлении точки эквивалентности нет,
- б) дифференциальная кривая позволяет более точно установить точку эквивалентности,
- в) предпочтение определяется выбором систем электродов,
- г) интегральную кривую титрования можно построить только для титрования сильных электролитов.

8). Стекланный электрод можно применять в потенциометрическом титровании при использовании реакций

- а) окислительно-восстановительных,
- б) комплексообразования,
- в) осаждения,
- г) кислотно-основных.

**Задания для самостоятельной работы студентов фармацевтического факультета по
физической и коллоидной химии к занятию №14
(1 курс, 2 семестр)**

**Тема занятия: «Химическая кинетика. Механизм химических реакций. Кинетика
сложных химических реакций».**

I. Вопросы для проверки исходного (базового) уровня знаний:

1. Предмет химической кинетики. Её значение для фармации, медицины, биологии.
2. Скорость химической реакции. Размерность скорости. Истинная (мгновенная) и средняя скорость.
3. Кинетическая, классификация химических реакций. Молекулярность и порядок реакции (по данному веществу и общий).
4. Способы определения порядка реакции.
5. Зависимость скорости реакции от концентрации реагентов. Закон действующих масс. Константа скорости.
6. Реакции 1-го порядка. Вывод кинетического уравнения. Время полупревращения.
7. Сложные реакции (последовательные, цепные, параллельные, сопряжённые). Примеры сложных реакций.
8. Расчет сроков годности лекарственных препаратов. Метод ускоренного старения.

II. Целевые задачи: изучение кинетических характеристик реакций первого (псевдопервого) и второго порядка.

Студент должен знать: - виды скорости химических реакций, факторы, влияющие на неё; - закон действующих масс; - кинетическую классификацию химических реакций; - понятие о молекулярности и порядке (псевдопорядке) реакций; - методы определения порядка; - кинетические уравнения реакций 1 и 2 порядков; - способы расчета сроков годности и времени полупревращения веществ в реакциях 1 и 2 порядков; - правило Вант-Гоффа; - понятие о температурном коэффициенте скорости; - уравнение Аррениуса, его практическое значение для расчета сроков годности лекарственных веществ методом ускоренного старения. Студент должен уметь: -определять скорость химических реакций; -определять порядок реакции; -рассчитывать константы скорости реакции 1 порядка;	Литература: Основная: 1.Ю.А.Ершов, В.А.Попков, А.С. Берлянд, А.З. Книжник. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов. /Под ред Ю.А.Ершова. М.: ВШ, 2007. С. 392-420 2. Ф.Даниэльс, Р.Олберти. Физическая химия. М., «Мир», 1978. 3. С.А. Бalezин. Практикум по физической и коллоидной химии. М., «Просвещение», 1980. 4. Учебно-методическая разработка к практическому занятию по данной теме. 5. Лекционный материал. Дополнительная: 1. Р.Чанг. Физическая химия с приложением к биологическим системам. М., «Мир», 1980. 2. Г.А.Голиков. Руководство по физической химии. М., «Высшая школа», 1989. 3. А.С.Ленский. Введение в биоорганическую и биофизическую химию. М., «Высшая школа», 1988. 4. С.А. Бalezин. Практикум по физической и коллоидной химии. М., «Просвещение», 1980.
--	--

III. Задание для самостоятельной работы по изучаемой теме:

1. Допишите недостающие составляющие следующих определений:

- а) Энергия активации – это ...
- б) При повышении температуры на каждые 10°C , скорость химической реакции
- в) Общий порядок реакции – это

2. Составьте 5 тестовых заданий по теме данного занятия по образцу:

Скорость химической реакции – это:

- а) изменение концентрации одного из реагирующих веществ в единицу
- б) времени при постоянном объеме;
- в) изменение давления в единицу времени;
- г) изменение массы катализатора в единицу времени;
- д) изменение объема на единицу площади.

3. Решите следующие задачи:

Задача 1. Как изменится скорость реакции, идущей по уравнению $2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}$, если давление увеличить в 3 раза?

Ответ: увеличится в 27 раз.

Задача 2. Найти среднее значение константы скорости реакции (1 порядка) разложения H_2O_2 в водном растворе, а также определить время полупревращения и время разложения H_2O_2 на 90%, если на титрование одинаковых проб раствора израсходованы следующие объёмы раствора KMnO_4 (мл):

Время отбора проб t, мин	0	10	20	30
Объем раствора, мл	21,6	12,4	7,2	4,1

Ответ: $k_{\text{ср}} = 0,0554$; 12,5 мин; 41,56 мин.

Задача 3. При гидролизе сахарозы образовались глюкоза и фруктоза. При этом произошло следующее изменение угла вращения плоскости поляризации при 25°C в присутствии 0,5 н. HCl :

t, мин	0	175	∞
α , $^{\circ}$	25,1	5,4	-8,4

Вычислить: 1) константу скорости реакции; 2) сколько сахарозы (в %) инвертируется в течение 250 мин.

Ответ: 1) $k = 5,06 \times 10^{-3}$; 2) 71,8%.

Задача 4. Как возрастет скорость реакции при повышении температуры от 20°C до 100°C , если температурный коэффициент скорости равен 2?

Ответ: в 256 раз.

3. Тесты для самоконтроля:

1). Закон действующих масс выражает зависимость скорость химической реакции от:

- а) температуры;
- б) природы реагирующих веществ;
- в) катализатора;
- г) концентрации реагирующих веществ.

2). Зависимость скорости химической реакции от температуры, выражает:

- а) правило Хунда;
- б) правило Вант – Гоффа;
- в) правило Ключковского;
- г) закон Ома.

3). Уравнение Аррениуса имеет вид:

а) $k = A \cdot e^{\frac{-E}{RT}}$

б) $\frac{V_{t2}}{V_{t1}} = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}$.

в) $v = k [C_A]^a [C_B]^b$;

г) $V = \pm \frac{\Delta C}{\Delta t}$.

4). На сколько градусов следует повысить температуру, чтобы скорость реакции возросла в 8 раз, если температурный коэффициент равен 2?

а) на 30°;

б) на 50°;

в) на 100°;

г) на 20°.

5). Вставьте пропущенное слово в формулировку закона действующих масс: «Скорость химической реакции пропорциональна концентраций реагирующих веществ, возведенных в экспериментально найденные степени»

а) разности

б) произведению

с) логарифму

д) частному от деления

е) сумме

**Задания для самостоятельной работы студентов фармацевтического факультета по
физической и коллоидной химии к занятию № 15
(1 курс, 2 семестр)**

ТЕМА: «Исследование зависимости скорости химической реакции от концентрации и температуры».

I. Вопросы для проверки исходного (базового) уровня знаний:

1. Реакции 2-го порядка. Кинетические уравнения: а) для случая равных и б) для случая неравных концентраций реагентов. Время полупревращения.
2. Зависимость скорости реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа. Температурный коэффициент скорости.
3. Основные положения теории активных столкновений. Энергия активации реакции. Лимитирующая стадия.
4. Уравнение Аррениуса (вывод). Расчет энергии активации. Расчет констант скорости реакции при различных температурах.
5. Основные положения теории переходного состояния. Активированный комплекс. Энергетический профиль реакции.
6. Особенности протекания гетерогенных реакций. Примеры. Реакции с диффузионным и кинетическим контролем.
7. Фотохимия. Фотохимические реакции (примеры). Основные законы фотохимии (закон Гроттуса – Дрейпера, закон Бунзена – Роско, закон Штарка- Эйнштейна). Фотохимические реакции в фармации.
8. Световая и темновая стадии фотохимических реакций. Фотосенсибилизация. Квантовый выход реакций.

II. Целевые задачи: приобретение навыков исследования кинетики химических реакций, изучение зависимости скорости реакции от температуры и концентрации, овладение методикой определения константы скорости реакций второго порядка.

Студент должен знать: - виды скорости химических реакций, факторы, влияющие на неё; - закон действующих масс; - кинетическую классификацию химических реакций; - понятие о молекулярности и порядке (псевдопорядке) реакций; - методы определения порядка; кинетические уравнения реакций 1 и 2 порядков; - способы расчета сроков годности и времени полупревращения веществ в реакциях 1 и 2 порядков; - правило Вант-Гоффа; понятие о температурном коэффициенте скорости; - уравнение Аррениуса, его практическое значение для расчета сроков годности лекарственных веществ методом ускоренного старения. Студент должен уметь: -определять порядок реакции; -рассчитывать константы скорости реакции 2 порядка; -рассчитывать энергию активации реакции; -рассчитывать сроки годности лекарственных веществ.	Литература: Основная: 1. Ю.А.Ершов, В.А.Попков, А.С. Берлянд, А.З. Книжник. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов. /Под ред Ю.А.Ершова. М.: ВШ, 2007. С.392-420 2. Ф.Даниэльс, Р.Олберти. Физическая химия. М., «Мир», 1978. 3. С.А. Бalezин. Практикум по физической и коллоидной химии. М., «Просвещение», 1980. 4. Учебно-методическая разработка к практическому занятию по данной теме. 5. Лекционный материал. Дополнительная: 1. Р.Чанг. Физическая химия с приложением к биологическим системам. М., «Мир», 1980. 2. Г.А.Голиков. Руководство по физической химии. М., «Высшая школа», 1989. 3. А.С.Ленский. Введение в биоорганическую и биофизическую химию. М., «Высшая школа», 1988. 4. С.А. Бalezин. Практикум по физической и коллоидной химии. М., «Просвещение», 1980.
--	---

III. Задание для самостоятельной работы по изучаемой теме:

1. Допишите недостающие составляющие следующих определений:

- а) молекулярность химической реакции определяется ...;
- скорость простой или элементарной стадии ...;
- в) порядок реакции - это ...;
- г) частный порядок реакции n_x - показатель

2. Составьте 5 тестовых заданий по теме данного занятия по образцу:

Скорость химической реакции зависит:

- а) от концентрации реагирующих веществ
- б) от давления;
- в) от температуры;
- г) от энергии активации;

3. Решите следующие задачи:

Задача 1. Для реакции разложения HI константа скорости при 280°C равна $7,96 \times 10^{-7}$, а при 300°C – $3,26 \times 10^{-6} \text{ мин}^{-1}$. Рассчитать энергию активации, константу скорости при 290°C и температурный коэффициент реакции в указанном интервале температуры.

Ответ: $E^* = 185,6 \text{ кДж/моль}$; $k = 1,63 \times 10^{-6}$; $\gamma = 2,02$.

Задача 2. Константа скорости омыления уксусноэтилового эфира в щелочной среде – реакция 2 порядка. При 10°C её $k = 2,38$. Определить время (мин), необходимое для омыления 90% уксусноэтилового эфира, если смешать при 10°C 1 л 0,05 М раствора эфира с а) 1 л 0,05 М NaOH; б) 1 л 0,1 М NaOH.

Ответ: а) 2 часа 31 мин; б) ≈ 28 мин.

4. Тесты для самоконтроля:

1. Если значения порядка реакции по реагентам совпадают со стехиометрическими коэффициентами, то это означает, что...
2. Дополните предложение: «Показатель степени при концентрации данного вещества в уравнении закона действующих масс для данной реакции, называется реакции по данному веществу»
 - а) интенсивностью
 - б) порядком
 - с) механизмом
 - д) молекулярностью
 - е) скоростью
3. Укажите правильное кинетическое уравнение для реакции первого порядка:
 - а) $k = \frac{1}{t} \ln \frac{C_t}{C_0}$
 - б) $k = \frac{1}{t} \ln \frac{C_0}{C_t}$
 - с) $k = \frac{1}{C_0} \ln \frac{t}{C_t}$
 - д) $k = \frac{1}{2} \ln \frac{C_0}{C_t}$
 - е) $k = \frac{1}{C_0} \ln \frac{C_t}{t}$
4. Вставьте пропущенное выражение: «Время полупревращения реакций второго порядка от начальной концентрации»
 - а) не зависит
 - б) зависит
5. Какое уравнение описывает количественную зависимость скорости реакции от температуры?
 - а) Гиббса
 - б) Вант-Гоффа
 - с) Нернста
 - д) Аррениуса
 - е) Оствальда
6. Как называются реакции, протекающие под действием света?
 - а) фотохимические
 - б) равновесные
 - с) топохимические
 - д) радиохимические

**Задания для самостоятельной работы студентов фармацевтического факультета по
физической и коллоидной химии к занятию №1 6
(1 курс, 2 семестр)**

ТЕМА: «Катализ. Исследование зависимости скорости реакции от катализатора».

I. Вопросы для проверки исходного (базового) уровня знаний:

1. Катализ. Значение катализа в фармации и биологии. Виды катализа (гомогенный и гетерогенный). Катализаторы, ингибиторы, промоторы, каталитические яды.
2. Механизм действия катализатора. Его влияние на энергию активации реакции. Примеры гомогенного катализа. Кислотно-основный катализ в фармации и биологии.
3. Гетерогенный катализ. Активные центры. Мультиплетная теория Баландина.
4. Катализ на носителях. Теория активных ансамблей Кобозева.
5. Ферментативный катализ. Ферменты.

II. Целевые задачи: изучить особенности и причины каталитических реакций, виды катализа, их механизм, скорость и специфику ферментативного катализа.

Студент должен знать: - влияние катализаторов на процессы получения, и разложения лекарственных веществ; - действие ингибиторов, вводимых в лекарственные препараты для продления сроков годности. - использование ферментов, в лекарственных препаратах, применяемых для стимуляции обменных процессов. Студент должен уметь: •определять скорость химических реакций; •определять порядок реакции; •рассчитывать константы скорости реакции 1 и 2 порядка; •рассчитывать энергию активации реакции; •рассчитывать сроки годности лекарственных веществ. Студент должен приобрести или закрепить навыки: •титрования растворов; •пользования мерной посудой и другим лабораторным оборудованием; •расчетов по различным уравнениям; •построения графиков и интерпретации экспериментальных и расчетных данных; •пользования справочной литературой.	Литература: Основная: 6. Ю.А.Ершов, В.А.Попков, А.С. Берлянд, А.З. Книжник. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов. /Под ред Ю.А.Ершова. М.: ВШ, 2007. С.406-416 7. Ф.Даниэльс, Р.Олберти. Физическая химия. М., «Мир», 1978. 8. С.А. Балезин. Практикум по физической и коллоидной химии. М., «Просвещение», 1980. 9. Учебно-методическая разработка к практическому занятию по данной теме. 10. Лекционный материал. Дополнительная: 1. Р.Чанг. Физическая химия с приложением к биологическим системам. М., «Мир», 1980. 2. Г.А.Голиков. Руководство по физической химии. М., «Высшая школа», 1989. 3. А.С.Ленский. Введение в биоорганическую и биофизическую химию. М., «Высшая школа», 1988. 4. С.А. Балезин. Практикум по физической и коллоидной химии. М., «Просвещение», 1980.
--	---

III. Задание для самостоятельной работы по изучаемой теме:

1. Допишите недостающие составляющие следующих определений:

- а). Катализатор – это ...
- б). Ингибиторы специально вводятся в лекарственные препараты для ...
- в). Все реакции, протекающие в живом организме, осуществляются с помощью ...

2. Составьте 5 тестовых заданий по теме данного занятия по образцу:

Катализ – это процесс, сопровождающийся изменением:

- а) скорости реакции;
- б) агрегатного состояния вещества;
- в) температуры плавления вещества;
- г) строения вещества.

3. Решите следующие задачи:

Задача 1. Диоксид серы - самый распространенный загрязнитель воздуха. Он опасен для здоровья людей, особенно тех, кто страдает заболеваниями дыхательных путей. Диоксид серы снижает продуктивность сельскохозяйственных культур, замедляет рост леса, пагубно действует на строительные материалы, содержащие карбонат кальция. В атмосфере диоксид серы окисляется до триоксида серы; при этом роль катализатора играет находящаяся в воздухе пыль оксидов металлов. Капли влаги превращают SO_3 в серную кислоту, которая вместе с атмосферными осадками выпадает в виде "кислотных дождей". Рассчитайте значение константы скорости реакции диоксида серы с атомным кислородом, если при концентрациях SO_2 и $[\text{O}]$, равных соответственно 0,25 моль/л и 0,6 моль/л, скорость реакции равна 0,003 моль / (л · с).

Задача 2. Важнейшие источники восполнения запаса кислорода в атмосфере - это диоксид углерода и вода. Часть кислорода образуется в стратосфере в результате диссоциации газообразной воды под действием солнечного излучения, когда сначала из воды получают атомный водород и гидроксильные радикалы ($\cdot\text{OH}$), а затем при взаимодействии двух гидроксильных радикалов образуются атомный водород и молекулярный кислород. В сколько раз увеличится скорость второй реакции, если концентрация гидроксильных радикалов возрастет в 3 раза?

4. Ответьте на вопросы тренировочного теста по данной теме:

1. Ингибиторы – это вещества:

- а) уменьшающие скорость химической реакции;
- б) увеличивающие скорость химической реакции;
- в) отравляющие катализатор;
- г) не влияющие на скорость реакции.

2. Катализатор ускоряет химическую реакцию за счет:

- а) повышения энергии активации;
- б) возрастания степени окисления;
- в) уменьшения энергии активации;
- г) изменения концентрации.

3. Виды катализа по изменению скорости:

- а)
 - б)
- по фазовому состоянию реакционной смеси и катализатора:

- а)
- б)

4. Причина увеличения скорости реакции катализатором:

- а) увеличение числа столкновений частиц;

- б) увеличение энергии активации молекул;
- в) уменьшение времени протекания реакции;
- г) изменение пути реакции и снижение энергетического барьера.

5. Катализ, при котором на скорость реакции оказывает влияние присутствие ионов H^+ или OH^- , называется

- а) кислотно-основным
- б) промотированным
- с) ферментативным
- д) гетерогенным
- е) гомогенным