


Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф - Рабочая программа дисциплины		

УТВЕРЖДЕНО
решением Ученого совета института
Медицины, экологии и физической культуры
18 мая 2022 г., протокол № 9/239

/ В.И. Мидленко /
подпись *расшифровка подписи*
18 мая 2022 г.



РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИН

Дисциплина	ФИЗИЧЕСКАЯ ХИМИЯ
Факультет	Экологический
Кафедра	Общей и биологической химии
Курс	3,4

Направление (специальность) **04.03.01 Химия**

Направленность (профиль/специализация) Химия окружающей среды, химическая экспертиза и экологическая безопасность

Форма обучения **Очная**

Дата введения в учебный процесс УлГУ: «1» сентября 2022 г.

Программа актуализирована на заседании кафедры: протокол № 1 от 30.08. 2023 г.


Программа актуализирована на заседании кафедры: протокол № 1 от 29.08. 20 24 г.

Программа актуализирована на заседании кафедры: протокол № от 20 г.

Сведения о разработчиках:

ФИО	Кафедра	Должность, Ученая степень, звание
Подольская Зоя Владимировна	ОБХ	Кандидат химических наук, доцент

СОГЛАСОВАНО
Заведующий выпускающей кафедрой
( / <u>Шроль О.Ю.</u> / Подпись <i>ФИО</i> <u>«16» мая 2022г.</u>

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф - Рабочая программа дисциплины		

1 ЦЕЛЬ И ЗАДАЧИ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ

Целью освоения дисциплины - является формирование компетенций у студентов в области теоретических основ физической химии, системных знаний, необходимых при рассмотрении физико-химических процессов, происходящих в природе, формирование умений выполнять необходимых для проведения термодинамических и кинетических расчетов параметров химических реакций, формирование умения выполнять расчеты фазовых переходов, анализировать механизмы химических реакций и электрохимических процессов, выполнять итоговые расчеты с использованием статистической обработки результатов количественного анализа, а также оформлять протоколы анализов.


Задачи освоения дисциплины:

- приобрести знания об основных законах и теоретических представлениях;
- приобрести опыт в нахождении взаимосвязи между химическими, физическими и биологическими процессами;
- научиться использовать научно обоснованный подход к оценке и использованию физико-химических процессов;
- приобрести навык качественного и количественного описания строения и свойств дисперсных систем и коллоидов, проведение анализа и синтеза дисперсных систем;
- приобрести опыт использования специальной терминологии, а также научного языка для описания свойств дисперсных систем.

2 МЕСТО ДИСЦИПЛИНЫ В СТРУКТУРЕ ОПОП:


Дисциплина относится к дисциплинам базовой части (дисциплины по выбору Б1.Б.11) блока Б1 (дисциплины) учебного плана, базируется на знаниях и умениях, выработанных при прохождении предшествующих курсов (неорганическая химия, органическая химия и др.).

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

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф - Рабочая программа дисциплины		

3 ПЕРЕЧЕНЬ ПЛАНИРУЕМЫХ РЕЗУЛЬТАТОВ ОБУЧЕНИЯ ПО ДИСЦИПЛИНЕ (МОДУ- ЛЮ), СООТНЕСЕННЫХ С ПЛАНИРУЕМЫМИ РЕЗУЛЬТАТАМИ ОСВОЕНИЯ ОПОП

Код и наименование реализуемой компетенции	Перечень планируемых результатов обучения по дисциплине (модулю), соотнесенных с индикаторами достижения компетенций
ОПК-1 Способен анализировать и интерпретировать результаты химических экспериментов, наблюдений и измерений	<p><u>Знать:</u> основные законы естественнонаучных дисциплин используемые для интерпретации экспериментальных данных.</p> <p><u>Уметь:</u> применять полученные знания для анализа основных задач, типичных для естественнонаучных дисциплин; Использовать теоретические знания для объяснения результатов химических экспериментов.</p> <p><u>Владеть:</u> приемами решения основных задач, типичных для естественнонаучных дисциплин; Методами теоретического и экспериментального исследования; навыками применения современного математического инструментария для решения химических задач.</p>
ОПК-2: Способен проводит с соблюдением норм техники безопасности химический эксперимент, включая синтез, анализ, изучение структуры и свойств веществ и материалов, исследование процессов с их участием	<p><u>Знать:</u> Синтетические и аналитические методы исследования физико-химических процессов.</p> <p><u>Уметь:</u> самостоятельно работать с химической аппаратурой и реактивами, решать возникающие вопросы, связанные как с постановкой химических экспериментов, так и с теоретическими вопросами.</p> <p><u>Владеть:</u> навыками работы на основной аппаратуре, применяемой в физико-химических исследованиях</p>
ОПК-3 Способен применять расчетно-теоретические методы для изучения свойств веществ и процессов с их участием с использованием современной вычислительной техники	<p><u>Знать:</u> основные законы естественнонаучных дисциплин используемые для интерпретации экспериментальных данных.</p> <p><u>Уметь:</u> применять полученные знания для анализа основных задач, типичных для естественнонаучных дисциплин;</p> <p>Использовать теоретические знания для объяснения результатов химических экспериментов.</p> <p><u>Владеть:</u> приемами решения основных задач, типичных для естественнонаучных дисциплин; Методами теоретического и экспериментального исследования; навыками применения современного математического инструментария для решения химических задач.</p>


Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф - Рабочая программа дисциплины		

ОПК-6 Способен представлять результаты своей работы в устной и письменной формах соответствии с нормами и правилами, принятыми в профессиональном сообществе	<p><u>Знать:</u> как проводить поиск и обработку научной и научно-технической информации.</p> <p><u>Уметь:</u> применять полученные знания для анализа основных задач, типичных для естественнонаучных дисциплин; использовать теоретические знания для объяснения результатов химических экспериментов.</p> <p><u>Владеть:</u> навыками осуществления физико-химических расчетов;</p> <p>навыком графического отображения полученных зависимостей;</p> <p>навыками анализа и обсуждения результатов физико-химических исследований;</p> <p>иметь навык ведения научной дискуссии по вопросам физической химии.</p>
--	---

4. ОБЩАЯ ТРУДОЕМКОСТЬ ДИСЦИПЛИНЫ

Объем дисциплины в зачетных единицах (всего): 18 ЗЕ
по видам учебной работы (в часах): 648


Вид учебной работы	Количество часов 648(форма обучения <u>очная</u>)		
	Всего по плану	в т.ч. по семестрам	
		6	7
1	2	3	4
Контактная работа обучающихся с преподавателем	364	96	252
Аудиторные занятия:	364	96	252
Лекции	68	32	72
Практические и семинарские занятия	104	16	72
Лабораторные работы (лабораторный практикум)	168	48	108
Самостоятельная работа	212	12	180
Текущий контроль (количество и вид: контрольная работа, коллоквиум, реферат)	Тестирование, устный опрос	Тестирование, устный опрос	Тестирование, устный опрос
Курсовая работа	-	-	-
Виды промежуточной аттестации (экзамен, зачет)	экзамен /72 зачет	экзамен /36 зачет	экзамен /36
Всего часов по дисциплине	648	144 4 ЗЕ	468 13 ЗЕ

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф - Рабочая программа дисциплины		

Содержание дисциплины. Распределение часов по темам и видам учебной работы:

Форма обучения очная

Название разделов и тем	Всего	Виды учебных занятий				Самостоятельная работа
		Аудиторные занятия			в т.ч. занятия в интерактивной форме	
		лекции	Практические занятия, семинары	лабораторные работы		
1	2	3	4	5	6	7
Раздел 1. Химическая термодинамика						
1. Основы химической термодинамики		20	20	16	14	5
Раздел 2. Приложения химической термодинамики						
2. Термодинамика растворов		10	12	16	10	5
3. Термодинамика фазового равновесия		10	10	-	8	8
4. Термодинамика химического равновесия		10	10	10	4	8
Раздел 3. Растворы электролитов. Электрохимические процессы						
5. Теоретические основы растворов электролитов		8	10	42	2	22
6. Электропроводность растворов электролитов		8	10	20	-	20
7. Электродные процессы. Электродвижущие силы		10	10	-	8	25
8. Электролиз		8	10	20	4	29
Раздел 4. Химическая кинетика и катализ						
9. Основы химической кинетики		16	20	26	2	24
10. Катализ		4	12	6		10
ВСЕГО	576	104	124	156	52	156
Подготовка к экзамену	72	-	-	-	-	-
ИТОГО	648	104	124	156	52	156

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф - Рабочая программа дисциплины		

5. СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

Раздел 1. Химическая термодинамика

Тема 1. Основы химической термодинамики

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

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

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

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


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

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

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

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

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

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф - Рабочая программа дисциплины		

энтропии в реальных системах.

Зависимость давления пара от температуры. Уравнение Клайперона-Клаузиуса.

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

Раздел 2. Приложения химической термодинамики

Тема 1. Термодинамика равновесного состояния


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

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

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

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

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

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф - Рабочая программа дисциплины		

Раздел 3. Растворы электролитов. Электрохимические процессы

1.3.1. Тема 1. Теоретические основы растворов электролитов

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

Тема 2. Электропроводность растворов электролитов

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

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

Тема 3. Электродные процессы. Электродвижущие силы

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

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


Тема 4. Электролиз

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

Раздел 4. Химическая кинетика и катализ

Тема 1. Основы химической кинетики

Скорость химической реакции и методы её экспериментального определения. Основной постулат химической кинетики. Константа скорости реакции и её размерность,

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф - Рабочая программа дисциплины		

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

Тема 2 Катализ


Основные понятия катализа. Представление о механизме действия катализаторов. Ферментативный катализ.

Лекции 6 семестр

1. Основные понятия и первое начала термодинамики
2. Термохимия. Теплоемкость веществ
3. Второе начало термодинамики
4. Статистическая природа энтропии. Третий закон термодинамики
5. Термодинамические потенциалы в изолированных и закрытых системах
6. Химический потенциал. Энергия Гиббса и энергия Гельмгольца химических реакций
7. Химическое равновесие. Уравнение изобары химической реакции
8. Общие закономерности фазовых переходов
9. Фазовые равновесия в однокомпонентных системах. Диаграмма состояния воды
10. Диаграмма состояния серы. Уравнение Клаузиуса-Клайперона
11. Двухкомпонентные системы (растворы)
12. Фазовые равновесия в двухкомпонентных системах (растворах)
13. Жидкие смеси с неограниченной растворимостью компонентов, подчиняющиеся закону Рауля и отклоняющиеся от закона Рауля
14. Смеси компонентов, ограниченно растворимых друг в друге в жидком или твердом состоянии
15. Многокомпонентные системы. Диаграммы состояния бинарных систем
16. Фазовые равновесия. Диаграммы состояния систем с различной растворимостью компонентов
17. Химическое равновесие. Изотермы, изобары и изохоры химической реакции
18. Адсорбция. Изотермы адсорбции.

Лекции 7 семестр

1. Растворы слабых электролитов. Влияние заданного рН на степень диссоциации электролитов
2. Буферные системы и буферная емкость
3. Растворы сильных электролитов. Подвижность ионов
4. Электропроводность растворов электролитов
5. Кондуктометрия. Кондуктометрическое титрование.
6. Электродные процессы. Электродвижущая сила гальванических элементов
7. Электродный потенциал реакции, его связь с энергией Гиббса реакции
8. Классификация электродов и электрохимических цепей
9. Потенциометрия. Потенциометрическое титрование.
10. Электролиз. Факторы, влияющие на протекание электродных процессов
11. Электролиз растворов и расплавов электролитов. Поляризация.
12. Введение в химическую кинетику
13. Кинетика химических реакций. Простейшие кинетические уравнения
14. Природа константы скорости химической реакции. Теория активных столкновений
15. Кинетика сложных процессов

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф - Рабочая программа дисциплины		

16. Цепные и каталитические реакции
17. Кинетика гетерогенных процессов
18. Электрохимическая кинетика

6 семестр

Лекция № 1. Основные понятия и первое начала термодинамики

Проводится в форме **лекции-дискуссии**, позволяющей понять роль и значение физической химии, место данной дисциплины в системе обучения.

Вопросы для дискуссии:

1. Термодинамические системы, состояния и характеристики (классификация термодинамических систем; экстенсивные и интенсивные характеристики системы; параметры состояния, функции состояния; расчет энергии и объема идеального газа; стандартное, равновесное и стационарное состояние системы).
2. Термодинамические процессы (переход системы из одного состояния в другое в открытых системах - две типичные ситуации; обратимые и необратимые процессы).
3. Изотермическое изменение объема (изотермическое расширение газа в необратимом и обратимом процессе, расчет работы этих процессов; работа сжатия в необратимом и обратимом процессе).
4. Первое начало термодинамики (внутренняя энергия системы; теплота и работа как формы передачи энергии; знак теплоты и работы; формулировка первого начала термодинамики).
5. Первое начало термодинамики для различных процессов в системе идеального газа (расчет энергии, теплоты и работы в изотермических, изобарных, изохорных и адиабатических процессах).
6. Теплота и работа реакций (закон Гесса для параллельных и последовательных реакций; расчет работы против постоянного внешнего давления).
7. Энтальпия (энтальпия как функция состояния изобарного, изохорного и изотермического процессов; связь энтальпии с теплотой, энергией).

Лекция № 2. Термохимия. Теплоемкость веществ

Проводится в форме **проблемной лекции**, позволяющей формировать и развивать профессиональные навыки студентов по определению тепловых эффектов реакций и теплоемкости веществ.


Вопросы к обсуждению:

1. Расчет теплоты реакций (стандартные энтальпии образования и сгорания веществ).
2. Теплоемкость веществ (молярные теплоемкости веществ как производные от внутренней энергии и энтальпии, расчет этих величин для идеального газа).
3. Зависимость теплоты реакции от температуры (зависимость изменения энтальпии реакции от температуры; уравнение Кирхгофа).
4. Теплоты физико-химических процессов (растворение веществ: газов, кристаллогидратов; реакции нейтрализации; фазовые превращения).

Лекция № 3. Второе начало термодинамики

Проводится в форме лекция – беседа.

Вопросы к обсуждению:

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф - Рабочая программа дисциплины		

1. Общий смысл второго начала термодинамики (энтропия как мера энергетического беспорядка в системе на примерах распределения молекул вещества по объему и выравнивания температуры между частями системы; понятие о двух стимулах, необходимых для самопроизвольного протекания химических процессов).
2. Связь энтропии с теплотой обратимого процесса (три основных факта, свидетельствующих о том, что энтропия это функция состояния; цикл Карно).
3. Расчет изменения энтропии в некоторых процессах (обратимый адиабатический процесс; нагревание системы; фазовые переходы; изотермического расширения и сжатия газа; изотермическое изменение концентрации раствора; разбавление растворов; абсолютная энтропия).

Лекция № 4. Статистическая природа энтропии. Третий закон термодинамики
Проводится в форме **проблемной лекции**

Вопросы к обсуждению:

1. Статистическая природа энтропии (макросостояние и микросостояние системы; вероятность микросостояний r_i и общее число возможных микросостояний Ω - связь между этими величинами и энтропией системы; формула Больцмана, изменение энтропии в процессе).
2. Математическая формулировка второго начала термодинамики (теплота реального и обратимого процесса; энтропийный фактор и предельная по величине работа, которую может совершать система в процессе, коэффициент полезного действия).
3. Третий закон термодинамики – постулат Планка.

Лекция № 5. Термодинамические потенциалы в изолированных и закрытых системах

Проводится в форме **проблемной лекции**, позволяющей формировать и развивать профессиональные навыки студентов по определению возможности или невозможности процесса в разных системах..


Вопросы к обсуждению:

1. Изолированные системы (значение теплоты реального процесса; самопроизвольный процесс и энтропия).
2. Закрытые системы: изотермо-изохорные процессы (свободная энергия Гельмгольца, ее зависимость от энергии и энтропии процесса).
3. Закрытые системы: изотермо-изобарные процессы (свободная энергия Гиббса, ее зависимость от энтальпии и энтропии).
4. Понятие о термодинамических потенциалах (функции состояния - энтропия, энергия Гельмгольца, энергия Гиббса – по изменениям которых можно судить о возможности или невозможности процесса в разных системах).
5. Смысл и использование энергии Гиббса (экзергонические, обратимые и эндергонические процессы; максимально полезная работа и энергия Гиббса).
6. Производные энергии Гиббса по температуре и давлению.

Лекция № 6. Химический потенциал. Энергия Гиббса и энергия Гельмгольца химических реакций

Проводится в форме **лекции-консультации**.

Вопросы к обсуждению:

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф - Рабочая программа дисциплины		

1. Химический потенциал.
2. Осмотические процессы.
3. Энергия Гиббса химических реакций (связь с константой равновесия и произведением концентраций). Уравнение изотермы реакции.
4. Анализ уравнения изотермы реакции (зависимость стандартной энергии Гиббса от константы равновесия и концентрации участников реакции).
5. Практический расчет изменения стандартной энергии Гиббса.
6. Реакции, идущие с участием водородных ионов. Расчет кажущейся энергии Гиббса.

Лекция № 7. Химическое равновесие. Уравнение изобары химической реакции

Проводится в форме лекция – беседа.

Вопросы к обсуждению:

1. Закон действующих масс для равновесий.
2. Закон Гесса для констант равновесия.
3. Принцип Ле-Шателье (концентрационные возмущения, изменение общего давления, влияние температуры).
4. Влияние температуры на изменение энтропии реакции и изменение энергии Гиббса реакции.
5. Зависимость константы равновесия от температуры, уравнение изобары химической реакции.

Лекция № 8. Общие закономерности фазовых переходов

Проводится в форме **проблемной лекции**, позволяющей формировать и развивать профессиональные навыки студентов по определению количества фаз и числа независимых компонентов фазы.

Вопросы к обсуждению:


1. Фазы системы и фазовые переходы.
2. Число независимых компонентов фазы.
3. Условия фазового равновесия.
4. Частные случаи условия химического равновесия между фазами (фазы образованы двумя несмешивающимися жидкостями; в системе с двумя несмешивающимися фазами растворенное вещество по-разному взаимодействующее с растворителями, образующими каждую из фаз; одна фаза раствор летучего вещества, вторая – газовая, куда вещество может растворяться с поверхности раствора; вещество находится в жидком или твердом состоянии)
5. Правило фаз Гиббса (термическое, механическое и химическое равновесие; число независимых переменных, число компонентов, число степеней свободы системы).

Лекция № 9. Фазовые равновесия в однокомпонентных системах. Диаграмма состояния воды

Проводится в форме **лекции-визуализации**, с использованием схем и таблиц, демонстрирующих диаграмму состояния воды.

Вопросы к обсуждению:

1. Диаграмма состояния воды: общее описание.
2. Физический смысл диаграммы состояния воды.
3. Зависимость давления насыщенного пара от температуры.

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф - Рабочая программа дисциплины		

4. Зависимость температуры плавления от давления.

Лекция № 10. Диаграмма состояния серы. Уравнение Клаузиуса-Клайперона
Проводится в форме лекции-визуализации, с использованием схем и таблиц, демонстрирующих диаграмму состояния серы.

Вопросы к обсуждению:

1. Диаграмма состояния серы.
2. Уравнение Клаузиуса-Клайперона: общая форма.
3. Зависимость давления насыщенного пара от температуры.
4. Зависимость температуры плавления от давления.

Лекция № 11. Двухкомпонентные системы (растворы)

Проводится в форме лекции-дискуссии.

Вопросы для дискуссии:

1. Природа растворов. Способы выражения концентрации растворов (полярные, неполярные и идеальные растворы; переход к молярной доле).
2. Термодинамика растворения: газовые растворы.
3. Термодинамика растворения: жидкие растворы.
4. Растворение газов в жидкости (законы Генри и Сеченова).
5. Растворимость твердых веществ в жидкости.

Лекция № 12. Фазовые равновесия в двухкомпонентных системах (растворах)

Проводится в форме проблемной лекции.

Вопросы к обсуждению:

1. Фазовое равновесие раствор-пар растворителя (закон Рауля). Коллигативные свойства.
2. Следствие из закона Рауля: изменение температуры кипения и замерзания растворов (диаграмма в координатах давление-температура).
3. Природа эбулиоскопической и криоскопической констант.
4. Осмотическое давление растворов.
5. Активность вещества, её отличие от концентрации. График зависимости коэффициента активности от концентрации.
6. Уравнение Гиббса-Дюгема, вывод уравнения.


Лекция № 13. Жидкие смеси с неограниченной растворимостью компонентов, подчиняющиеся закону Рауля и отклоняющиеся от закона Рауля

Проводится в форме проблемной лекции.

Вопросы к обсуждению:

1. Коллигативные свойства растворов электролитов.
2. Смеси, подчиняющиеся закону Рауля (идеальные смеси): давление и состав пара.
3. Идеальные смеси: полный вариант диаграммы давления.
4. Идеальные смеси: диаграммы кипения.
5. Смеси, отклоняющиеся от закона Рауля.

Лекция № 14. Смеси компонентов, ограниченно растворимых друг в друге в жидком или твердом состоянии

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф - Рабочая программа дисциплины		

Проводится в форме **лекции-консультации**.

Вопросы к обсуждению:

1. Азеотропные смеси.
2. Разделение жидкостей – перегонка и ректификация.
3. Ограниченно растворимые жидкости (на примере смеси вода-анилин).
4. Взаимно нерастворимые жидкости (на примере вода-бензол).
5. Экстракция (коэффициент распределения, расчет массы экстрагированного вещества).

Лекция № 15. Многокомпонентные системы. Диаграммы состояния бинарных систем

Проводится в форме **лекции-визуализации**, с использованием схем и таблиц.

Вопросы к обсуждению:

1. Равновесие кристалл - жидкий раствор. Классификация.
2. Затвердевание бинарных жидких смесей. Диаграмма состояния системы с неограниченной растворимостью компонентов в жидком и твердом состоянии.
3. Затвердевание смесей, в которых компоненты взаимно нерастворимы в твердом состоянии.
4. Диаграмма состояния системы с неограниченной растворимостью компонентов в жидком и взаимной нерастворимостью в твердом состоянии.

Лекция № 16. Фазовые равновесия. Диаграммы состояния систем с различной растворимостью компонентов

Проводится в форме **лекции-визуализации**, с использованием схем и таблиц

Вопросы к обсуждению:

1. Диаграмма состояния системы с неограниченной растворимостью компонентов в жидком и ограниченной растворимостью в твердом состоянии.
2. Диаграмма состояния системы с неограниченной растворимостью компонентов в жидком состоянии, в твердом состоянии образующих соединения плавящиеся конгруэнтно.
3. Характеристика затвердевания смесей.
4. Применение диаграмм плавления.

Лекция № 17. Химическое равновесие. Изотермы, изобары и изохоры химической реакции

Проводится в форме **лекции-дискуссии**.

Вопросы для дискуссии:


1. Химическое равновесие в гомогенных системах.
2. Химическое равновесие в гетерогенных системах
3. Уравнение изотермы химической реакции
4. Уравнение изобары и изохоры химической реакции.

Лекция № 18. Адсорбция. Изотермы адсорбции.

Проводится в форме **лекция – беседа**.

Вопросы к обсуждению:

1. Адсорбция. Изотермы адсорбции.
2. Принципы расчета состава равновесной смеси при протекании реакции в реальных системах.
3. Сложные равновесия. Зависимость константы равновесия от температуры (уравнение изобары Вант-Гоффа).

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф - Рабочая программа дисциплины		

4. Ионные равновесия.

7 семестр

Лекция № 3. Растворы сильных электролитов. Подвижность ионов

Проводится в форме лекции-визуализации, с использованием схем и таблиц.

Вопросы к обсуждению:

1. Подвижность иона. Эквивалентная подвижность иона.
2. Электропроводность растворов: удельная, эквивалентная. Зависимость удельной электропроводности от концентрации электролита.
3. Связь проводимости раствора с подвижностью ионов.
4. Факторы, влияющие на электропроводность растворов. Механизм перемещения ионов.
5. Влияние концентрации электролита на электропроводность раствора: электрофоретический и релаксационный эффект. Коэффициент электрической проводимости. Закон Кольрауша.

Лекция № 8. Классификация электродов и электрохимических цепей

Проводится в форме лекции-дискуссии.

Вопросы для дискуссии:

1. Классификация электродов и элементов. Концентрационные элементы.
2. Электроды первого рода. Элемент Вестона.
3. Электроды второго рода: каломельный, хлорсеребряный.
4. Окислительно-восстановительные электроды. Хингидронный электрод.
5. Ионоселективные электроды. Стекланный электрод.
6. Классификация электродов и элементов по обратимости. Элемент Вольта.

Лекция № 10. Электролиз. Факторы, влияющие на протекание электродных процессов

Проводится в форме проблемной лекции

Вопросы к обсуждению:

1. Электролиз. Основные понятия.
2. Сущность процесса. Катодный процесс в растворах.
3. Механизм образования катодного слоя металла.
4. Факторы, влияющие на протекание электродных процессов.

Лекция № 11. Электролиз растворов и расплавов электролитов. Поляризация.


Проводится в форме лекции-визуализации, с использованием схем и таблиц

Вопросы к обсуждению:

1. Электролиз расплавленных солей.
2. Электролитическое восстановление водных растворов. Зависимость процесса электролитического восстановления от величины катодного потенциала, материала катода и его поверхности, температуры, плотности тока, природы электролита (рН).
3. Электролитическое окисление водных растворов. Зависимость процесса электролитического окисления от материала анода, плотности тока, температуры.
4. Электролиз водных растворов хлоридов щелочных металлов.

Лекция № 12. Введение в химическую кинетику

Проводится в форме лекции-консультации.

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф - Рабочая программа дисциплины		

Вопросы к обсуждению:

1. Основные понятия и предмет кинетики.
2. Скорость химической реакции. Факторы, влияющие на скорость химической реакции.
3. Закон действующих масс для скоростей реакции.
4. Константа скорости химической реакции и период полупревращения.

Лекция № 13. Кинетика химических реакций. Простейшие кинетические уравнения

Проводится в форме лекции-консультации.

Вопросы к обсуждению:

1. Необратимые реакции нулевого и первого порядка.
2. Обратимые реакции первого порядка.
3. Необратимые реакции второго порядка.
4. Необратимые реакции третьего порядка.
5. Определение порядка реакции: метод подстановки, графический метод, метод Вант-Гоффа, по периоду полупревращения.

Лекция № 15. Кинетика сложных процессов

Проводится в форме лекции-консультации.

Вопросы к обсуждению:

1. Две параллельные реакции первого порядка.
2. Две последовательные реакции первого порядка.
3. Зависимость скорости последовательных реакций от величины константы скорости реакции.
4. Фотохимические реакции: энергетика и стехиометрия. Кинетика фотохимических реакций.

Лекция № 16. Цепные и каталитические реакции

Проводится в форме лекции-дискуссии.

Вопросы для дискуссии:

1. Общие представления о цепных реакциях. Основные стадии.
2. Кинетика цепных процессов.
3. Общие представления о каталитических реакциях. Особенности катализа. Способы ускорения реакций.
4. Кинетика каталитических реакций. Уравнение Михаэлиса-Ментен.

Лекция № 17. Кинетика гетерогенных процессов

Проводится в форме лекции-дискуссии.

Вопросы для дискуссии:

1. Общие понятия о гетерогенных процессах. Диффузия. Законы Фика.
2. Скорость гетерогенных реакций


6. ТЕМЫ ПРАКТИЧЕСКИХ И СЕМИНАРСКИХ ЗАНЯТИЙ

Раздел 1. Химическая термодинамика

Тема 1. Основы химической термодинамики

Занятие № 1. Основные понятия термодинамики

Вопросы к теме:

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф - Рабочая программа дисциплины		

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

Занятие № 2. Первый закон термодинамики

Вопросы к теме:

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

Занятие № 3. Теплоемкость веществ

Вопросы к теме:

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

Занятие № 4. Адиабатический процесс


Вопросы к теме:

1. Адиабатический процесс – основные понятия.
2. Уравнение адиабаты.
3. Решение типовых задач.

Занятие № 5. Термохимия

Вопросы к теме:

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

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф - Рабочая программа дисциплины		

9. Калориметрический метод определения теплоты процесса.
10. Решение типовых задач.

Занятие № 6. Второй закон термодинамики

Вопросы к теме:

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

Занятие № 7. Расчёт энтропии при различных процессах

Вопросы к теме:

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

Занятие № 8. Термодинамические потенциалы

Вопросы к теме:

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


Занятие № 9. Термодинамические функции

Вопросы к теме:

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

Раздел 2. Приложения химической термодинамики

Тема 1. Термодинамика равновесного состояния

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф - Рабочая программа дисциплины		

Занятие № 10. Термодинамика фазового равновесия

Вопросы к теме:

1. Основные понятия: гомогенная и гетерогенная системы, фаза, составляющие системы, компоненты, вариантность системы.
2. Термодинамическое уравнение состояния фазы - уравнение Гиббса-Дюгема.
3. Условия равновесия фаз. Правило фаз Гиббса, его вывод.
4. Решение типовых задач.

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

Вопросы к теме:

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

Занятие № 12. Термодинамические свойства идеальных и реальных растворов.

Вопросы к теме:

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

Занятие № 13. Парциальные мольные величины растворов


Вопросы к теме:

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

Занятие № 14. Коллигативные свойства растворов

Вопросы к теме:

1. Коллигативные свойства растворов неэлектролитов и их использование для определе-

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф - Рабочая программа дисциплины		

ния коэффициентов активности.

2. Закон Генри. Отклонения от закона Генри.
3. Растворимость газов и твердых веществ в жидкостях.
4. Взаимная растворимость жидкостей. Ограниченная растворимость. Закон распределения и метод экстракции.
5. Уравнение Вант-Гоффа, уравнение Шредера.
6. Решение типовых задач.

Занятие № 15. Термодинамика химического равновесия.

Вопросы к теме:

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

Занятие № 16. Изотермы химической реакции

Вопросы к теме:

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

Занятие № 17. Уравнения изобары и изохоры химической реакции

Вопросы к теме:

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

Занятие № 18. Гетерогенные равновесия. Адсорбция

Вопросы к теме:


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

Раздел 3. Растворы электролитов. Электрохимические процессы

Тема 1. Теоретические основы растворов электролитов

Занятие № 19. Растворы электролитов

Вопросы к теме:

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф - Рабочая программа дисциплины		

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

Занятие № 20. Коллигативные свойства растворов электролитов

Вопросы к теме:

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

Занятие № 21. Активность растворов электролитов

Вопросы к теме:

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

Занятие № 22. Коэффициент активности электролитов

Вопросы к теме:


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

Тема 2. Электропроводность растворов электролитов

Занятие № 23. Удельная и эквивалентная электропроводность

Вопросы к теме:

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

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф - Рабочая программа дисциплины		

Занятие № 24. Кондуктометрия

Вопросы к теме:

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

Тема 3. Электродные процессы. Электродвижущие силы

Занятие № 25. Электрохимические цепи

Вопросы к теме:

1. Гальванические элементы. Составление схема и запись простейшего элемента.
2. Скачок потенциала на границе металл-раствор. Контактный и диффузионный потенциалы.
3. Электродвижущие силы, расчет ЭДС. Компенсационный метод их определения.
4. Уравнение Нернста - уравнение зависимости ЭДС гальванического элемента от активностей ионов в растворе.
5. Электрохимические цепи. Классификация электрохимических цепей. Химические, концентрационные, окислительно-восстановительные цепи (примеры).
6. Решение типовых задач.

Занятие № 26. Решение задач по теме «Электрохимия»

Вопросы к теме:

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


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

Вопросы к теме:

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

Занятие № 28. Гальванический элемент. Термодинамика гальванического элемента.

Вопросы к теме:

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф - Рабочая программа дисциплины		

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

Раздел 4. Химическая кинетика и катализ

Тема 1. Основы химической кинетики

Занятие № 29. Основные понятия и постулаты химической кинетики

Вопросы к теме:

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

Занятие № 30. Кинетика реакций целого порядка

Вопросы к теме:

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

Занятие № 31. Методы определения порядка реакции

Вопросы к теме:

1. Методы определения порядка и константы скорости реакции.
2. Кинетические уравнения реакций нулевого, первого и второго порядков.
3. Решение типовых задач по установлению порядка реакции и константы скорости реакции.

Занятие № 32. Влияние температуры на скорость химической реакции


Вопросы к теме:

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

Занятие № 33. Кинетика сложных реакций

Вопросы к теме:

1. Расчет константы равновесия обратимой реакции, констант скорости прямой и обратной реакций и энергии активации прямой и обратной реакции.
2. Расчет констант скорости параллельных реакций первого порядка.
3. Расчет периода полупревращения веществ в параллельных реакциях первого порядка.

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф - Рабочая программа дисциплины		

4. Определение разности энергий активаций двух параллельных реакций.
5. Последовательные реакции: расчет отношения констант скоростей, определение зависимости концентрации веществ от времени в системе последовательных реакций.
6. Понятия о сложных, цепных и фотохимических реакциях.
7. Решение типовых задач.

Занятие № 34. Приближенные методы химической кинетики

Вопросы к теме:

1. Метод квазистационарных концентраций.
2. Квазистационарное приближение.
3. Решение типовых задач.

Занятие № 35. Теории химической кинетики

Вопросы к теме:

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

Занятие № 36. Катализ

Вопросы к теме:

1. Основные понятия катализа. Гомогенный и гетерогенный катализ.
2. Представление о механизме действия катализаторов.
3. Ферментативный катализ. Определение значения константы Михаэлиса и максимальной скорости.
4. Решение типовых задач

7. ЛАБОРАТОРНЫЕ РАБОТЫ, ПРАКТИКУМЫ

Раздел 1. Химическая термодинамика

Тема 1. Основы химической термодинамики

Занятие № 1. Основные понятия термодинамики


Проводится в форме **ролевой игры**. Студенты заранее готовят ребусы, викторины, кроссворды, презентации. Расшифровку ребусов, викторин, кроссвордов предлагается провести между отдельными вопросами.

Вопросы к теме:

5. Термодинамическая система и термодинамические параметры и функции.
6. Состояние термодинамических систем, термодинамический процесс.
7. Уравнение состояния термодинамической системы.
8. Решение типовых задач.

Занятие № 2. Первый закон термодинамики

Проводится в форме **ролевой игры**. Студенты заранее готовят ребусы, викторины, кроссворды, презентации. Расшифровку ребусов, викторин, кроссвордов предлагается

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф - Рабочая программа дисциплины		

провести между отдельными вопросами.

Вопросы к теме:

10. Основные формулировки и аналитическое выражение первого закона термодинамики.
11. Внутренняя энергия системы, ее определение и свойства.
12. Расчет изменения внутренней энергии при изменении температуры и объема, при фазовых переходах.
13. Внутренняя энергия идеальных и реальных систем.
14. Энтальпия, определение, свойства.
15. Расчет изменения энтальпии при фазовых переходах, при изменении температуры и давления (идеальные и реальные системы).
16. Работа расширения при различных процессах. Максимальная работа.
17. Графическое изображение работы при различных процессах.
18. Решение типовых задач.

Занятие № 3. Теплоемкость веществ

Форма проведения: **коллективный разбор решения ситуационных задач на основе анализа подобных задач.**

Вопросы к теме:

5. Теплоёмкость и её зависимость от температуры.
6. Теплоемкость идеальных газов.
7. Зависимость теплоты процесса от температуры, формула Кирхгофа. Различные приближения при расчете.
8. Решение типовых задач.

Занятие № 4. Адиабатический процесс

Форма проведения: **анализ результатов демонстрационного эксперимента.**

Вопросы к теме:


4. Адиабатический процесс – основные понятия.
5. Уравнение адиабаты.
6. Решение типовых задач.

Занятие № 5. Термохимия

Форма проведения: **коллективный разбор решения ситуационных задач на основе анализа подобных задач.**

Вопросы к теме:

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

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф - Рабочая программа дисциплины		

19. Калориметрический метод определения теплоты процесса.
20. Решение типовых задач.

Занятие № 6. Второй закон термодинамики

Форма проведения: **анализ результатов демонстрационного эксперимента.**

Вопросы к теме:

5. Формулировки и аналитические выражения второго закона термодинамики.
6. Статистический характер второго закона термодинамики.
7. Стандартная энтропия. Статистическое и термодинамическое определение энтропии, её свойства. Формула Больцмана, уравнение Гиббса.
8. Решение типовых задач.

Занятие № 7. Расчёт энтропии при различных процессах

Вопросы к теме:

6. Энтропия как термодинамический критерий равновесия и самопроизвольности процессов в изолированной системе.
7. Соотношение Максвелла. Расчеты энтропии при: нагревании или охлаждении при постоянном давлении; изотермическом расширении или сжатии; фазовых переходах; смешении идеальных газов при постоянных температуре и давлении.
8. Теорема Нернста. Постулат Планка.
9. Расчет абсолютных энтропий.
10. Решение типовых задач.

Занятие № 8. Термодинамические потенциалы

Вопросы к теме:


6. Понятие о термодинамических потенциалах.
7. Основные уравнения термодинамики, объединяющие первое и второе начала.
8. Понятие о химическом потенциале, «полный потенциал». Химический потенциал в идеальных и реальных системах.
9. Понятие об активности и летучести. Принципы расчета этих величин. Уравнения Гиббса-Дюгема.
10. Решение типовых задач.

Занятие № 9. Термодинамические функции

Вопросы к теме:

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

Раздел 2. Приложения химической термодинамики

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф - Рабочая программа дисциплины		

Тема 1. Термодинамика равновесного состояния

Занятие № 10. Термодинамика фазового равновесия

Вопросы к теме:

1. Основные понятия: гомогенная и гетерогенная системы, фаза, составляющие системы, компоненты, вариантность системы.
2. Термодинамическое уравнение состояния фазы - уравнение Гиббса-Дюгема.
3. Условия равновесия фаз. Правило фаз Гиббса, его вывод.
4. Решение типовых задач.

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

Вопросы к теме:

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

Занятие № 12. Термодинамические свойства идеальных и реальных растворов.


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

Занятие № 13. Парциальные мольные величины растворов

Вопросы к теме:

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

Занятие № 14. Коллигативные свойства растворов

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф - Рабочая программа дисциплины		

Вопросы к теме:

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

Занятие № 15. Термодинамика химического равновесия.

Вопросы к теме:

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

Занятие № 16. Изотермы химической реакции

Вопросы к теме:

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

Занятие № 17. Уравнения изобары и изохоры химической реакции

Форма проведения: анализ результатов демонстрационного эксперимента.

Вопросы к теме:

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

Занятие № 18. Гетерогенные равновесия. Адсорбция

Вопросы к теме:


1. ≠.
2. Решение типовых задач.

Раздел 3. Растворы электролитов. Электрохимические процессы

Тема 1. Теоретические основы растворов электролитов

Занятие № 19. Растворы электролитов

Проводится в традиционной форме.

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф - Рабочая программа дисциплины		

Вопросы к теме:

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

Занятие № 20. Коллигативные свойства растворов электролитов

Вопросы к теме:

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

Занятие № 21. Активность растворов электролитов

Вопросы к теме:

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

Занятие № 22. Коэффициент активности электролитов

Вопросы к теме:


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

Тема 2. Электропроводность растворов электролитов

Занятие № 23. Удельная и эквивалентная электропроводность

Вопросы к теме:

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

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф - Рабочая программа дисциплины		

Занятие № 24. Кондуктометрия

Вопросы к теме:

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

Тема 3. Электродные процессы. Электродвижущие силы

Занятие № 25. Электрохимические цепи

Вопросы к теме:

1. Гальванические элементы. Составление схема и запись простейшего элемента.
2. Скачок потенциала на границе металл-раствор. Контактный и диффузионный потенциалы.
3. Электродвижущие силы, расчет ЭДС. Компенсационный метод их определения.
4. Уравнение Нернста - уравнение зависимости ЭДС гальванического элемента от активностей ионов в растворе.
5. Электрохимические цепи. Классификация электрохимических цепей. Химические, концентрационные, окислительно-восстановительные цепи (примеры).
6. Решение типовых задач.

Занятие № 26. Решение задач по теме «Электрохимия»

Вопросы к теме:


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

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

Вопросы к теме:

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

Занятие № 28. Гальванический элемент. Термодинамика гальванического элемента.

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф - Рабочая программа дисциплины		

Вопросы к теме:

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

Раздел 4. Химическая кинетика и катализ

Тема 1. Основы химической кинетики

Занятие № 29. Основные понятия и постулаты химической кинетики

Вопросы к теме:

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

Занятие № 30. Кинетика реакций целого порядка

Вопросы к теме:

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

Занятие № 31. Методы определения порядка реакции

Вопросы к теме:

1. Методы определения порядка и константы скорости реакции.
2. Кинетические уравнения реакций нулевого, первого и второго порядков.
3. Решение типовых задач по установлению порядка реакции и константы скорости реакции.

Занятие № 32. Влияние температуры на скорость химической реакции

Вопросы к теме:


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

Занятие № 33. Кинетика сложных реакций

Форма проведения: коллективный разбор решения ситуационных задач на основе анализа подобных задач.

Вопросы к теме:

1. Расчет константы равновесия обратимой реакции, констант скорости прямой и обратной реакций и энергии активации прямой и обратной реакции.

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф - Рабочая программа дисциплины		

2. Расчет констант скорости параллельных реакций первого порядка.
3. Расчет периода полупревращения веществ в параллельных реакциях первого порядка.
4. Определение разности энергий активаций двух параллельных реакций.
5. Последовательные реакции: расчет отношения констант скоростей, определение зависимости концентрации веществ от времени в системе последовательных реакций.
6. Понятия о сложных, цепных и фотохимических реакциях.
7. Решение типовых задач.

Занятие № 34. Приближенные методы химической кинетики

Вопросы к теме:

1. Метод квазистационарных концентраций.
2. Квазистационарное приближение.
3. Решение типовых задач.

Занятие № 35. Теории химической кинетики

Вопросы к теме:

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

Занятие № 36. Катализ

Вопросы к теме:

1. Основные понятия катализа. Гомогенный и гетерогенный катализ.
2. Представление о механизме действия катализаторов.
3. Ферментативный катализ. Определение значения константы Михаэлиса и максимальной скорости.
4. Решение типовых задач

7. Лабораторные работы (лабораторный практикум)

РАЗДЕЛ 1. ХИМИЧЕСКАЯ ТЕРМОДИНАМИКА

Лабораторная работа № 1.


Определение теплоты растворения соли

Изменение энтальпии в ходе растворения 1 моля вещества при $P = 1$ атм. в таком количестве растворителя, которое соответствует получению раствора с моляльностью равной 1 называется стандартной моляльной теплотой растворения $\Delta H^{\circ(T)}_{\text{раств}}$.

Цель работы:

1. **Ознакомиться с калориметрическим методом определения теплового эффекта физико-химического процесса.**
2. **Установить характер зависимости стандартной моляльной теплоты растворения соли от концентрации раствора.**

Оборудование, реактивы: калориметр, мерный цилиндр, термометр Бекмана, термометр ртутный от 0 до 50° С, секундомер, соли KCl и K₂SO₄ (можно NaCl, KNO₃, Na₂SO₄ и др., по указанию преподавателя).

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф - Рабочая программа дисциплины		

Контрольные вопросы

1. Термодинамические системы, состояния и характеристики (классификация термодинамических систем; экстенсивные и интенсивные характеристики системы; параметры состояния, функции состояния; расчет энергии и объема идеального газа; стандартное, равновесное и стационарное состояние системы).
2. Термодинамические процессы (переход системы из одного состояния в другое в открытых системах - две типичные ситуации; обратимые и необратимые процессы).
3. Изотермическое изменение объема (изотермическое расширение газа в необратимом и обратимом процессе, расчет работы этих процессов; работа сжатия в необратимом и обратимом процессе).
4. Первое начало термодинамики (внутренняя энергия системы; теплота и работа как формы передачи энергии; знак теплоты и работы; формулировка первого начала термодинамики).
5. Первое начало термодинамики для различных процессов в системе идеального газа (расчет энергии, теплоты и работы в изотермических, изобарных, изохорных и адиабатических процессах).

Лабораторная работа № 2.

Определение теплового эффекта процесса диссоциации слабой кислоты

Изменение энтальпии в процессе диссоциации 1 моля одноосновной слабой кислоты RH на R^- и H^+ при $P = 1$ атм называется стандартной молярной теплотой диссоциации $\Delta H_{(c)дисс}^0$.

Цель работы:


1. Закрепить навыки калориметрического метода определения теплового эффекта физико-химического процесса.
2. Научиться проводить расчет стандартной молярной теплоты диссоциации слабой одноосновной кислоты по стандартным молярным теплотам нейтрализации этой кислоты и какой-либо сильной кислоты (такой же концентрации) одним и тем же раствором сильного основания:

$$\Delta H_{дисс.}^{0(c)} = \Delta H_{нейтр. слаб.}^{0(c)} - \Delta H_{нейтр. сильн.}^{0(c)} \quad (3)$$

Оборудование, реактивы: калориметр, мерный цилиндр, пробирка, термометр Бекмана, термометр ртутный от 0 до 50°C, секундомер, 0,1 М растворы слабой и сильной кислот (например, CH_3COOH и HCl), 4 М раствор $NaOH$, крист. соль KCl .

Контрольные вопросы:

1. Теплота и работа реакций (закон Гесса для параллельных и последовательных реакций; расчет работы против постоянного внешнего давления).
2. Энтальпия (энтальпия как функция состояния изобарного, изохорного и изотермического процессов; связь энтальпии с теплотой, энергией).
3. Расчет теплоты реакций (стандартные энтальпии образования и сгорания веществ).
4. Теплоемкость веществ (молярные теплоемкости веществ как производные от внутренней энергии и энтальпии, расчет этих величин для идеального газа).
5. Зависимость теплоты реакции от температуры (зависимость изменения энтальпии реакции от температуры; уравнение Кирхгофа).

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф - Рабочая программа дисциплины		

6. Теплоты физико-химических процессов (растворение веществ: газов, кристаллогидратов; реакции нейтрализации; фазовые превращения).

Лабораторная работа № 3

Тепловые явления нейтрализации. Определение теплоты нейтрализации и теплоты диссоциации.

Цель работы:

1. Определить тепловой эффект нейтрализации уксусной кислоты раствором гидроксида натрия и рассчитать теплоту ее диссоциации.
2. Определить теплоту нейтрализации соляной кислоты раствором гидроксида натрия и рассчитать теплоту ее диссоциации.
3. Определить теплоту нейтрализации соляной кислоты гидроксидом аммония (рассчитать теплоту диссоциации, сравнить с опытом 2).

Оборудование, реактивы: Прибор для определения тепловых эффектов (калориметр); термометр Бекмана; мерные колбы на 50 мл и 500 мл; мерная пипетка на 10 мл; NaOH (тв.); раствор CH_3COOH (конц.); 200 мл 1 моль/л раствор соляной кислоты, 50 мл 1 моль/л раствор NaOH; 200 мл 1 моль/л раствор соляной кислоты, 50 мл 1 моль/л NH_4OH .

Контрольные вопросы:

1. Общий смысл второго начала термодинамики (энтропия как мера энергетического беспорядка в системе на примерах распределения молекул вещества по объему и выравнивания температуры между частями системы; понятие о двух стимулах, необходимых для самопроизвольного протекания химических процессов).
2. Связь энтропии с теплотой обратимого процесса (три основных факта, свидетельствующих о том, что энтропия это функция состояния; цикл Карно).
3. Расчет изменения энтропии в некоторых процессах (обратимый адиабатический процесс; нагревание системы; фазовые переходы; изотермического расширения и сжатия газа; изотермическое изменение концентрации раствора; разбавление растворов; абсолютная энтропия).
4. Статистическая природа энтропии (макросостояние и микросостояние системы; вероятность микросостояний p_i и общее число возможных микросостояний Ω - связь между этими величинами и энтропией системы; формула Больцмана, изменение энтропии в процессе).
5. Математическая формулировка второго начала термодинамики (теплота реального и обратимого процесса; энтропийный фактор и предельная по величине работа, которую может совершать система в процессе, коэффициент полезного действия).
6. Третий закон термодинамики – постулат Планка.


Лабораторная работа № 4

Измерение теплового эффекта процесса гидратообразования

Стандартной молярной теплотой $\Delta H^{0(c)}_{\text{гидр.}}$ гидратообразования называют изменение энтальпии в процессе присоединения к 1 молю безводной кристаллической соли соответствующего количества кристаллизационной воды при $P = 1$ атм. с образованием устойчивого кристаллогидрата.

Цель работы:

1. Закрепить навыки калориметрического метода определения теплового эффекта физико-химического процесса.

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф - Рабочая программа дисциплины		

2. Научиться определять стандартную молярную теплоту гидратообразования по стандартным молярным теплотам растворения безводной кристаллической соли $\Delta H^{0(c)}$ *раств. (б/в)* и ее кристаллогидрата $\Delta H^{0(c)}$ *раств. (крист.гидр)* :

$$\Delta H^{0(c)}_{\text{гидр.}} = \Delta H^{0(c)}_{\text{раств. (б/в)}} - \Delta H^{0(c)}_{\text{раств. (крист.гидр)}} \quad (5)$$

Оборудование, реактивы: **калориметр, термометр Бекмана, термометр ртутный от 0 до 50°C, секундомер, соли CuSO₄ и CuSO₄×5H₂O (можно иные пары безводной соли и ее кристаллогидрата по указанию преподавателя), соль KCl.**

Контрольные вопросы:

1. Изолированные системы (значение теплоты реального процесса; самопроизвольный процесс и энтропия).
2. Закрытые системы: изотермо-изохорные процессы (свободная энергия Гельмгольца, ее зависимость от энергии и энтропии процесса).
3. Закрытые системы: изотермо-изобарные процессы (свободная энергия Гиббса, ее зависимость от энтальпии и энтропии).

Лабораторная работа № 5

Определение теплоты образования твердого раствора из двух твердых компонентов

Цель работы:

1. Определить теплоту образования твердого раствора из двух твердых компонентов.
2. Построить экспериментальную диаграмму плавкости системы KCl – KBr и сопоставить ее с теоретической, изображенной на рис.2.
3. Рассчитать теплоту растворения твердого раствора.
4. Рассчитать теплоту растворения механической смеси Q_{A+B} на основании справочных данных.
5. Рассчитать теплоту образования твердого раствора Q_{тв.р}

Оборудование, реактивы: **калориметр, термометр Бекмана, термометр ртутный от 0 до 50°C, сушильный шкаф, секундомер, ступка, фарфоровый тигель, бюксы стеклянные, соли KCl, KBr.**

Контрольные вопросы:


1. Понятие о термодинамических потенциалах (функции состояния - энтропия, энергия Гельмгольца, энергия Гиббса – по изменениям которых можно судить о возможности или невозможности процесса в разных системах).
2. Смысл и использование энергии Гиббса (экзергонические, обратимые и эндергонические процессы; максимально полезная работа и энергия Гиббса).
3. Производные энергии Гиббса по температуре и давлению.
4. Химический потенциал.

Лабораторная работа № 6

Построение диаграммы плавкости неизоморфно кристаллизующейся системы

Цель работы:

1. Построить часть диаграммы плавкости неизоморфно кристаллизующейся системы карбамид — вода.
2. Выполнить расчетную работу по определению удельной и дифференциальной теплоты растворения карбамида в воде.

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф - Рабочая программа дисциплины		

Оборудование, реактивы: калориметр, термометр Бекмана, термометр ртутный от 0 до 50°C, секундомер, карбамид.

Контрольные вопросы:

1. Фазы системы и фазовые переходы.
2. Число независимых компонентов фазы.
3. Условия фазового равновесия.
4. Частные случаи условия химического равновесия между фазами (фазы образованы двумя несмешивающимися жидкостями; в системе с двумя несмешивающимися фазами растворенное вещество по-разному взаимодействующее с растворителями, образующими каждую из фаз; одна фаза раствор летучего вещества, вторая – газовая, куда вещество может растворяться с поверхности раствора; вещество находится в жидком или твердом состоянии)

Лабораторная работа № 7

Определение теплоты смачивания и удельной поверхности порошка калориметрическим методом

Важной характеристикой поверхности твердого тела является степень ее гидрофильности. Применительно к порошкам зачастую определяют величину коэффициента гидрофильности β - отношение удельной теплоты смачивания порошка водой к удельной теплоте смачивания неполярной жидкостью (углеводородом). Поверхность считается гидрофильной, если $\beta > 1$, и гидрофобной, если $\beta < 1$. Теплоту смачивания обычно относят к единице поверхности (или массы) смачиваемого вещества и выражают в Дж/м² или в Дж/кг.

Цель работы:

1. Закрепить навыки определения теплоты смачивания порошка калориметрическим методом.
2. Научиться рассчитать коэффициент гидрофильности β и удельную поверхность порошка.

Оборудование, реактивы: калориметрическая установка, термометр Бекмана, секундомер, мерный цилиндр, конические колбы на 250-400 мл с пробками; дистиллированная вода, активированный уголь (можно оксид цинка, мел, прокаленный силикагель, крахмал, агар-агар, и т.д.), бензол (можно толуол, н-гептан, н-гексан).


Контрольные вопросы:

1. Правило фаз Гиббса (термическое, механическое и химическое равновесие; число независимых переменных, число компонентов, число степеней свободы системы).
2. Общий анализ однокомпонентных систем (моновариантные, бивариантные и инвариантные системы).
3. Диаграмма состояния воды: общее описание.
4. Физический смысл диаграммы состояния воды.
5. Диаграмма состояния серы.
6. Уравнение Клаузиуса-Клайперона: общая форма.

РАЗДЕЛ 2 ПРИЛОЖЕНИЯ ХИМИЧЕСКОЙ ТЕРМОДИНАМИКИ

Лабораторная работа 8

Определение молярной массы неэлектролита криоскопическим методом

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф - Рабочая программа дисциплины		

Цель работы:

- 1. Ознакомиться с криоскопическим методом определения молярной массы растворенного в воде вещества.**
- 2. Определить криоскопическим методом молярную массу неэлектролита.**

Оборудование, реактивы: криоскоп, термометр Бекмана, пипетка на 25 или 50 мл, глюкоза, мочевины или иной растворимый в воде неэлектролит, лед.

Контрольные вопросы:

1. Осмотические процессы.
2. Энергия Гиббса химических реакций (связь с константой равновесия и произведением концентраций). Уравнение изотермы реакции.
3. Анализ уравнения изотермы реакции (зависимость стандартной энергии Гиббса от константы равновесия и концентрации участников реакции).
4. Практический расчет изменения стандартной энергии Гиббса.
5. Реакции, идущие с участием водородных ионов. Расчет кажущейся энергии Гиббса.
6. Закон действующих масс для равновесий.
7. Закон Гесса для констант равновесия.
8. Принцип Ле-Шателье (концентрационные возмущения, изменение общего давления, влияние температуры).
9. Влияние температуры на изменение энтропии реакции и изменение энергии Гиббса реакции.
10. Зависимость константы равновесия от температуры, уравнение изобары химической реакции.

Лабораторная работа № 9

Определение степени электролитической диссоциации криоскопическим методом

Цель работы:

- 1. Ознакомиться с криоскопическим методом определения изотонического коэффициента.**
- 2. Определить степень диссоциации электролита криоскопическим методом.**

Оборудование, реактивы: криоскоп, термометр Бекмана, пипетка на 25 или 50 мл соли NaCl, NaNO₃, Na₂SO₄, AlCl₃ или иные (по указанию преподавателя), лед.


Контрольные вопросы:

1. Зависимость давления насыщенного пара от температуры.
2. Зависимость температуры плавления от давления.
3. Природа растворов. Способы выражения концентрации растворов (полярные, неполярные и идеальные растворы; переход к молярной доле).
4. Термодинамика растворения: газовые растворы.
5. Термодинамика растворения: жидкие растворы.
6. Растворение газов в жидкости (законы Генри и Сеченова).
7. Растворимость твердых веществ в жидкости.

Лабораторная работа № 10

Построение диаграммы растворимости в системе соль - вода

Цель работы:

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф - Рабочая программа дисциплины		

1. Изучить закономерности кристаллизации веществ в водно-солевой системе.
2. Построить диаграмму растворимости соли и сопоставить ее с расчетной.

Оборудование, материалы: криоскоп, термометр Бекмана, пипетка на 25 или 50 мл, соль Na_2SO_4 (или K_2SO_4 , KNO_3), лед.

Контрольные вопросы:

1. Смеси, подчиняющиеся закону Рауля (идеальные смеси): давление и состав пара.
2. Идеальные смеси: полный вариант диаграммы давления.
3. Идеальные смеси: диаграммы кипения.
4. Смеси, отклоняющиеся от закона Рауля.
5. Азеотропные смеси.
6. Разделение жидкостей – перегонка и ректификация.
7. Ограниченно растворимые жидкости (на примере смеси вода-анилин).
8. Взаимно нерастворимые жидкости (на примере вода-бензол).

Лабораторная работа № 11

Эбулиоскопический метод определения молекулярного веса вещества

Цель работы:

1. В данной работе следует определить молекулярный вес растворенного вещества по температурам кипения раствора и растворителя.
2. Определить коэффициент активности растворенного вещества.

Оборудование, материалы: эбулиоскоп, термометр, штатив, пробирки, горелка, химические стаканы, хлорид натрия, ацетат натрия, нитрат калия, нитрат натрия, сахароза, глицерин, этиленгликоль, хлорид аммония, глюкоза, хлорид калия, этанол, щавелевая кислота.

Контрольные вопросы:

1. Фазовое равновесие раствор-пар растворителя (закон Рауля). Коллигативные свойства.
2. Следствие из закона Рауля: изменение температуры кипения и замерзания растворов (диаграмма в координатах давление-температура).
3. Природа эбулиоскопической и криоскопической констант.
4. Осмотическое давление растворов.
5. Активность вещества, её отличие от концентрации. График зависимости коэффициента активности от концентрации.
6. Уравнение Гиббса-Дюгема, вывод уравнения.
7. Коллигативные свойства растворов электролитов.


Лабораторная работа 12

Определение коэффициента распределения и степени извлечения йода при однократной и дробной экстракции

Цель работы:

1. Отработать навыки экстракции.
2. Провести одно- и трехкратную экстракцию йода из водного раствора.
3. Вычислить коэффициент распределения, оценить эффективность одно- и трехкратной экстракции.

Оборудование, реактивы: установка для встряхивания; колбы с притертыми пробками на 200 мл - 5 шт.; бюретка на 25 мл - 2 шт.; колбы для титрования - 5 шт.;

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф - Рабочая программа дисциплины		

пипетки на 5,0; 10,0 и 25,0 мл; делительные воронки с притертыми пробками вместимостью 200 мл - 5 шт. Исходный водный раствор йода с концентрацией $c(1/2 I_2)=0,1$ моль/л; хлороформ или тетрагидрофуран; водный раствор тиосульфата натрия с концентрацией 0,1 и 0,01 моль/л; свежеприготовленный раствор крахмала с массовой долей 1%.

Контрольные вопросы:

1. Экстракция (коэффициент распределения, расчет массы экстрагированного вещества).
2. Равновесие кристалл - жидкий раствор. Классификация.
3. Затвердевание бинарных жидких смесей. Диаграмма состояния системы с неограниченной растворимостью компонентов в жидком и твердом состоянии.
4. Затвердевание смесей, в которых компоненты взаимно нерастворимы в твердом состоянии. Диаграмма состояния системы с неограниченной растворимостью компонентов в жидком и взаимной нерастворимостью в твердом состоянии.

Лабораторная работа № 13

Определение коэффициента распределения и степени извлечения дибазола экстракционно-фотометрическим методом

Цель работы:

1. Провести экстракционное извлечение дибазола из его водного раствора хлороформом (растворы 3-4 концентраций).
2. Вычислить степень извлечения, рассчитать среднее значение коэффициента распределения.

Оборудование, реактивы: фотоэлектроколориметр типа КФК-2 или ФЭК-56М; колбы с притертыми пробками объемом 50 и 100-200 мл; водный раствор дибазола с концентрацией 5×10^{-4} моль/л (~122 мкг/л); раствор дибазола в хлороформе с концентрацией 1×10^{-3} моль/л (~245 мкг/л); хлороформ, водный 0,03 М раствор БТС; 0,015 М водный раствор хлористоводородной кислоты.

Контрольные вопросы:

1. Диаграмма состояния системы с неограниченной растворимостью компонентов в жидком и ограниченной растворимостью в твердом состоянии.
2. Диаграмма состояния системы с неограниченной растворимостью компонентов в жидком состоянии, в твердом состоянии образующих соединения плавающиеся конгруэнтно.
3. Характеристика затвердевания некоторых смесей.
4. Применение диаграмм плавления.

РАЗДЕЛ 3. РАСТВОРЫ ЭЛЕКТРОЛИТОВ. ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЕ ПРОЦЕССЫ.


Потенциометрия

Лабораторная работа № 1

Изучение степени обратимости ионных реакций потенциометрическим методом.

Цель работы:

1. Изучить степень обратимости ионных реакций, определяющих потенциал мембранного стеклянного электрода.

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф - Рабочая программа дисциплины		

2. Экспериментально определить кислотность контрольного раствора.

Оборудование, материалы: стеклянный электрод с H^+ - функцией, хлорсеребряный электрод сравнения, термометр на $50^{\circ}C$, набор стандартных растворов для рН-метрии (или 0,1М раствор HCl), раствор Вейбеля, мерная посуда, рН-метр.

Контрольные вопросы:

1. Определение и классификация электрохимических процессов. Электрохимический эквивалент.
2. Электродные потенциалы. Зависимость электродного потенциала от активностей участников полуреакции, рН среды. Стандартные значения потенциалов.
3. Электрический потенциал реакции и её связь с энергией Гиббса.
4. Зависимость разности потенциалов от концентраций участников окислительно-восстановительной реакции и температуры.
5. Как устроен гальванический элемент? Какие реакции протекают при его работе? Как возникает ЭДС гальванического элемента?
6. Генерация ЭДС в гальванических элементах. Принцип работы гальванического элемента Даниэля-Якоби.
7. Классификация гальванических элементов по источнику тока и наличию границы между жидкими фазами.
8. Что такое электрод? Какие электроды Вы знаете и каково их назначение? Чем они отличаются?
9. Потенциометрия. В чем сущность потенциометрических методов анализа?
10. Растворы электролитов. Классификация электролитов по Бренстеду-Лоури.
11. Ионные реакции, сущность процессов.
12. Константы кислотности и основности. Логарифмические показатели кислотности и основности.
13. Ионная сила раствора. Расчет ионной силы раствора.
14. Расчет коэффициента активности и среднего коэффициента активности по теории Дебая-Хюккеля. Предельный случай.
15. Расчет коэффициента активности по формуле Дебая-Хюккеля второго приближения. Константа высаливания.

Лабораторная работа № 2

Определение константы и степени диссоциации электролита потенциометрическим методом


Цель работы:

1. Проверить экспериментально справедливость закона Оствальда.
2. Рассчитать K_d слабой кислоты по данным потенциометрических измерений pH_a со стеклянным электродом.

Оборудование, материалы: стеклянный электрод с H^+ - функцией, хлорсеребряный электрод сравнения, ртутный термометр, набор стандартных растворов для рН-метрии (или 0,05М раствор HCl), 0,5 М раствор уксусной кислоты, мерная посуда, рН-метр или вольтметр.

Контрольные вопросы:

1. Механизм возникновения электродных потенциалов.
2. Примеры расчета ЭДС для элемента Даниэля-Якоби. Закон Кирхгофа. Электродные, диффузионные и контактные разности потенциалов.
3. Классификация электродов и элементов. Концентрационные элементы.

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф - Рабочая программа дисциплины		

4. Электроды первого рода. Элемент Вестона.
5. Электроды второго рода: каломельный, хлорсеребряный.
6. Окислительно-восстановительные электроды. Хингидронный электрод.
7. Ионоселективные электроды. Стекланный электрод.
8. Каковы основные типы ионоселективных электродов? Как они устроены и на чем основан принцип их действия? Какие характеристики имеют ионоселективные электроды?
9. Какими свойствами должен обладать материал, из которого изготавливают: а) жидкие мембраны, б) твердые мембраны для ионоселективных электродов?
10. Какие способы определения концентрации ионов с помощью ионоселективных электродов Вы знаете?
11. Классификация электродов и элементов по обратимости. Элемент Вольта.
12. Прямая потенциометрия. Сущность метода.
13. Как строятся градуировочные графики для потенциометрических определений.
14. Какой вид имеют градуировочные графики при проведении прямых потенциометрических измерений с помощью ионселективных электродов: а) для катионов, б) для анионов.
15. Влияние заданного рН на степень диссоциации слабого электролита.
16. Расчет рН в чистых растворах слабых одноосновных и многоосновных кислот, в растворах слабых оснований.

Лабораторная работа № 3

Определение константы и степени гидролиза соли потенциометрическим методом


Цель работы:

1. Проверить справедливость закона Оствальда применительно к процессу гидролиза.
2. Рассчитать K_T и степени гидролиза соли сильной кислоты и слабого основания по данным потенциометрических измерений со стекланным электродом.

Оборудование, материалы: стекланный электрод с H^+ - функцией, набор стандартных растворов для рН-метрии, высокоомный вольтметр, хлорсеребряный электрод сравнения, 0,1 М раствор HCl, 0,5 М раствор NH_4Cl , хромовая смесь, мерная посуда, термометр.

Контрольные вопросы:

1. Как классифицируются электроды, используемые в потенциометрии?
2. Электроды сравнения – хлорсеребряный и каломельный. Их устройства, функции, принципы действия, электродные реакции.
3. Классификация индикаторных электродов. Их функция и отличия от электродов сравнения.
4. Приведите примеры металлических индикаторных электродов 1-го и 2-го рода. Объясните механизм их действия.
5. Укажите достоинства и недостатки прямой потенциометрии и потенциометрического метода анализа.
6. Укажите достоинства и недостатки прямой потенциометрии и потенциометрического метода анализа.
7. Расчет рН в чистых растворах солей слабых кислот и оснований.

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф - Рабочая программа дисциплины		

Лабораторная работа № 4 Буферные растворы. Определение буферной емкости

Цель работы:

1. Рассчитать и приготовить буферный раствор
2. Определить буферную емкость приготовленного раствора

Оборудование, материалы: рН-метр или милливольтметр типа ЭВ-74, индикаторный стеклянный электрод и электрод сравнения (лучше хлорсеребряный); магнитная мешалка, стаканчик для титрования объемом 50-100 мл; градуированные пипетки на 5,0 и 25,0 мл; бюретка; конические колбы; стандартные растворы для рН - метрии; растворы HCl; NaOH; CH₃COOH и CH₃COONa с концентрацией 0,1 М.

Контрольные вопросы:

1. В чем суть метода потенциометрического титрования? В каких координатах строят кривые потенциометрического титрования?
2. Укажите способы нахождения точки эквивалентности при потенциометрическом титровании.
3. Какие титранты используются в методе потенциометрического титрования?
4. Какую систему электродов следует выбрать при потенциометрическом кислотно-основном титровании?
5. Как устроен стеклянный электрод? На чем основана функция ионной селективности группы стеклянных электродов?
6. Почему потенциал стеклянного электрода зависит от концентрации ионов водорода?
7. Буферное действие растворов слабых электролитов.
8. Расчет рН раствора с буферной системой. Механизм буферного действия.

Лабораторная работа № 5 Изучение зависимости буферной емкости от соотношения $C_{к-ты}/C_{соли}$ по результатам потенциометрического титрования


Цель работы:

1. Провести потенциометрическое титрование раствора слабой кислоты сильным основанием.
2. Оценить влияние соотношения концентрации $C_{кисл}/C_{соль}$ на величину буферной емкости раствора.

Оборудование, материалы: рН-метр или милливольтметр типа ЭВ-74, индикаторный стеклянный электрод и электрод сравнения (лучше хлорсеребряный); магнитная мешалка, стаканчик для титрования объемом 50-100 мл; градуированные пипетки на 5,0 и 25,0 мл; бюретка; стандартные растворы для рН - метрии; стандартные растворы HCl; NaOH; CH₃COOH с концентрацией 0,1 М.

Контрольные вопросы:

1. Какой процесс вызывает возникновение электродного потенциала? Что такое стандартный электродный потенциал? Как его определяют экспериментально?
2. Потенциометрия. Применение метода для расчета термодинамических параметров, коэффициента активности, рН раствора и константы кислотности.
3. Для определения ЭДС в данной работе в качестве индикаторного электрода следует выбрать: а) стеклянный, б) каломельный, в) медный; г) платиновый? Какая реакция протекает на границе раздела «поверхность электрода – раствор» в этом случае?
4. Какие факторы влияют на величину скачка потенциалов при потенциометрическом титровании методом окисления-восстановления?
5. Как оценивается правильность и воспроизводимость метода анализа?

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф - Рабочая программа дисциплины		

6. Буферные свойства многоосновных кислот.
7. Буферная сила и буферная ёмкость.

Лабораторная работа № 6

Определение содержания лекарственного вещества потенциометрическим титрованием в апротонном растворителе

Цель работы:

1. Закрепить знания о протонных, апротонных и амфипротонных растворителях.
2. Провести неводное потенциометрическое титрование слабой кислоты при помощи стеклянного электрода.

Оборудование, реактивы: рН-метр или милливольтметр типа ЭВ-74; магнитная мешалка; стеклянный электрод с Н-функцией, хлорсеребряный электрод, заполненный насыщенным раствором хлорида калия в этаноле; стакан для титрования с крышкой; полумикробюретка на 5,0 мл; 0,1 М раствор КОН в этаноле или этанольно-бензольной смеси (1:5); стандартный раствор бензойной кислоты в ДМФА; 3 конические колбы объемом 50 мл; раствор тимолового синего в этаноле с массовой долей 1 %; раствор сульфадимезина (может быть заменен по указанию преподавателя на раствор барбитала, фталазола, метилурацила и т.д.).

Контрольные вопросы:

1. Какие титранты используются в методе потенциометрического титрования?
2. Почему при потенциометрическом титровании в ряде случаев целесообразно использовать неводные растворы?
3. Почему меняется окислительно-восстановительный потенциал? Какая зависимость выражается уравнением Нернста? Поясните смысл входящих в него величин.
4. Выберите верный ответ. Аналитическим сигналом в потенциометрии является: а) сила тока; б) электропроводность; в) количество электричества; г) ЭДС электрохимической ячейки?
5. Для определения ЭДС в данной работе в качестве индикаторного электрода следует выбрать: а) стеклянный, б) каломельный, в) медный; г) платиновый? Какая реакция протекает на границе раздела «поверхность электрода – раствор» в этом случае?
6. Как строятся кривые титрования? Как графически по кривой титрования находят точку эквивалентности?
7. Преимущества потенциометрического метода индикации точки эквивалентности по сравнению с визуальным.

Кондуктометрия


Лабораторная работа № 7

Определение предельной молярной электропроводности сильного электролита

Цель работы:

1. Закрепить навыки кондуктометрического измерения электропроводности.
2. Определить молярную электропроводность бесконечно разбавленного раствора сильного электролита.

Оборудование, материалы: установка для кондуктометрических измерений, ячейка, термометр, мерная посуда, 0,02М раствор KCl, 0,1М раствор HCl (можно HNO₃, NaOH, KNO₃ или иной сильный 1-1 электролит по указанию преподавателя).

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф - Рабочая программа дисциплины		

Контрольные вопросы:

- Измерение какого свойства лежит в основе кондуктометрического анализа? В каких единицах это свойство измеряется и с помощью каких устройств?
- Подвижность иона. Эквивалентная подвижность иона.
- Связь проводимости раствора с подвижностью ионов.
- Чем характеризуется удельная и эквивалентная (молярная) проводимость растворов? Как можно рассчитать электропроводность? От каких факторов зависит электропроводность?
- Влияние концентрации электролита на электропроводность раствора: электрофоретический и релаксационный эффект. Коэффициент электрической проводимости. Закон Кольрауша.
- Каков вид кривой титрования смеси сильной и слабой кислот щелочью?
- В чем отличие прямой и косвенной кондуктометрии?

Лабораторная работа № 8

Изучение диссоциации слабого электролита кондуктометрическим методом

Цель работы:

- Провести кондуктометрическое измерения электропроводности раствора переменноточковым методом.
- Расчитать константу и степень диссоциации раствора слабого электролита.

Оборудование, материалы: установка для кондуктометрических измерений, ячейка, термометр, мерная посуда, 0,02 М раствор KCl, 0,5 М раствор CH₃COOH, NH₄OH или иного слабого электролита по указанию преподавателя.

Контрольные вопросы:

- Что такое электропроводность? Чем обусловлена электропроводность проводников первого и второго рода?
- Как практически определить электропроводность?
- Что такое кондуктометрическое титрование и как его практически провести? Для каких целей можно использовать кондуктометрическое титрование?
- Какие электроды используются в методе потенциометрического титрования?
- Кондуктометрия. Применение кондуктометрии для определения степени и константы диссоциации слабого электролита.

Лабораторная работа № 9


Определение содержания лекарственного вещества в таблетке прямым кондуктометрическим методом с химическим воздействием на систему

Цель работы:

- Получить зависимость изменения удельной электропроводности от количества исследуемого вещества.
- Определить содержание исследуемого вещества в таблетке.

Оборудование и реактивы: установка для определения электрической проводимости, кондуктометрическая ячейка, конические колбы с пробками ~ 100 мл, бюретка или пипетка Мора на 50 мл; 0,02 М раствор хлорида калия; 0,02 М раствор реагента - хлористоводородной кислоты; ступка; одно из перечисленных ниже веществ в чистом виде и в таблетке: стрептоцид (п-аминобензсульфамид); амидопирин (1-фенил-2,3-диметил-4-диметиламинопиразолон); бензоат натрия – слабые основания. Сульфадимезин (2-(п-аминобензолсульфаминдо)-4,6-диметилпиредин); панангин (аспарагиновая кислота) – слабые кислоты.

Контрольные вопросы:

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф - Рабочая программа дисциплины		

1. Электропроводность растворов: удельная, эквивалентная. Зависимость удельной электропроводности от концентрации электролита.
2. Факторы, влияющие на электропроводность растворов. Механизм перемещения ионов.
3. Кондуктометрическое титрование, применение метода для определения концентрации вещества.
4. Как найти объемы щелочи и кислоты, израсходованные на титрование каждого из компонентов смеси?

Электролиз

Лабораторная работа № 10

Электролитическое осаждение цинка и анализ электролита.

Цель работы:

1. Научиться собирать схему для электролитического осаждения цинка из сернокислого электролита.
2. Экспериментально установить основные зависимости, имеющие место при электролизе растворов сернокислого цинка с нерастворимым анодом.
3. Провести анализ электролита

Оборудование и реактивы:

Оборудование: Сосуды для проведения электролиза - 3шт; деревянный штатив для сосудов с 3 гнездами; свинцовые аноды и алюминиевый катод по 3 шт; гребенка для воздушного перемешивания; амперметр; вольтметр; реостат; кулонометры медные- 2 шт; фарфоровая чашка; фарфоровое блюдце; разновес аналитический; провода для схемы; водоструйный насос (для перемешивания электролита); бутылка с тубусом.

Растворы, реактивы, материалы: Электролит: раствор $Zn\ SO_4 \times 7H_2O$ 300г/л, раствор хлористого аммония - 10%-ный; индикатор; соляная кислота плотностью 1,19г/мл; раствор аммиака 5%-ный; воск; электролит для медного кулонометра.


Титрованные растворы: Титрованный раствор цинка (10 г химически чистого цинка растворяют в соляной кислоте, после чего прибавляют 50 г хлористого аммония и, сделав раствор почти нейтральным, разбавляют в мерной колбе до 1 л); титрованный раствор желтой кровяной соли ($43,074\text{г } K_4Fe(CN)_6 \times 3H_2O$ растворяют в 1л воды).

Контрольные вопросы:

1. Что такое электролиз? Какие процессы включает в себя электролиз?
2. Законы электролиза.
3. Какие процессы протекают на катоде и аноде?
4. Какова последовательность рязрядки ионов на катоде и аноде?
5. Электродная поляризация.
6. В чем различие процессов электролиза с растворимым и нерастворимым анодом?
7. Какие процессы протекают при электролизе водного раствора сульфата меди: а) на угольных электродах; б) с медным анодом?
8. Какие металлы можно получить электролизом водных растворов их солей? Какие металлы нельзя получить таким способом?
9. Электролизом каких соединений, и при каких условиях можно получить металлы: К, Са, Al?

Лабораторная работа № 11

Электролитическая переработка латуни

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф - Рабочая программа дисциплины		

Цель работы:

1. Провести электролитическое рафинирование латуни с целью получения чистого осадка меди.
2. Научиться проводить необходимые расчеты по материальному балансу процесса и проверить их экспериментальным путем.
3. Установить основные технические коэффициенты, характеризующие электролиз.

Оборудование и реактивы:

Оборудование: Сосуды аккумуляторного типа для электролиза - 2шт; аноды латунные - 4 шт; катоды медные -2 шт; амперметр на 5 А; вольтметр на 3 В; реостат; кулонометр медный; установка для электроанализа с платиновыми электродами; водоструйный насос (для перемешивания электролита); провода для схемы; разновес аналитический.

Растворы, реактивы, материалы: Электролит: раствор $\text{CuSO}_4 \times 5\text{H}_2\text{O}$ 100 г/л и H_2SO_4 100 г/л; электролит для медного кулонометра; индикатор; медный купорос кристаллический. **Титрованные растворы:** Титрованный раствор цинка; титрованный раствор желтой кровяной соли.

Контрольные вопросы:

1. Электролиз. Основные понятия. Сущность процесса электролитической переработки латуни. Катодный и анодный процесс в растворах.
2. Неравновесные электрохимические процессы. Роль диффузии в электрохимических процессах.
3. Электролитическое восстановление водных растворов. Зависимость процесса электролитического восстановления от величины катодного потенциала, материала катода и его поверхности, температуры, плотности тока, природы электролита (рН).
4. Электролиз воды.

Лабораторная работа № 12

Электролитическое осаждение олова из станнатных растворов

Цель работы:

1. Электролитически получить плотный, гладкий (негубчатый) и светлый осадок олова из станнатных растворов.
2. Установить основные зависимости, имеющие место при электролизе станнатных растворов олова.

Оборудование и растворы:


Оборудование: ванна для электролиза (аккумуляторный стеклянный сосуд); водяная электрическая баня для подогрева электролита; амперметр на 5 А; вольтметр на 5 В; реостаты - 2 шт; медный кулонометр; термометр на 100° ; провода для схемы, оловянные аноды и катоды из луженой жести.

Растворы, реактивы, материалы: хлористое олово ($\text{SnCl}_2 \times \text{H}_2\text{O}$); раствор едкого натра 1,5 Н; перекись водорода 30 %-ная; раствор крахмала; раствор для кулонометра.

Титрованные растворы: иодный раствор 01 Н.

Контрольные вопросы:

1. Механизм образования катодного слоя металла при осаждении олова из станнатных электролитов.
2. Электролитическое восстановление водных растворов. Зависимость процесса электролитического восстановления от величины катодного потенциала, материала катода и его поверхности.

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф - Рабочая программа дисциплины		

3. Зависимость процесса электролитического восстановления металлов из водных растворов от температуры, плотности тока, природы электролита (рН).
4. Электролитическое окисление водных растворов. Зависимость процесса электролитического окисления от материала анода, плотности тока, температуры.
5. Электролиз водных растворов хлоридов щелочных металлов.
6. Электролиз расплавленных солей.
7. Расчет стационарного тока при электролизе.
8. Расчет концентрации реагента при электролизе.

РАЗДЕЛ 4. ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА И КАТАЛИЗ

Лабораторная работа № 13

Гомогенно-каталитическое окисление иодида калия персульфатом аммония

Цель работы:

1. Изучить зависимости скорости гомогенной реакции окисления йодид-иона от наличия, природы и концентрации катализатора.
2. Научится проводить кинетические расчеты и строить графики зависимости по экспериментальным данным

Оборудование, материалы: лед, термометр, 4 конических колбы на 200 - 250 мл и одна - на 500 мл. Бюретка для титрования, колбы для титрования, свежеприготовленный раствор крахмала, пипетки на 10, 25 и 50 мл или небольшой мерный цилиндр. Растворы: 0,1М (NH₄)₂S₂O₈; 0,02М KI; 0,5М H₂SO₄; 0,0025М Na₂S₂O₃ и 0,025М CuSO₄.

Контрольные вопросы:

1. Основные понятия и предмет кинетики. Скорость химической реакции. Факторы, влияющие на скорость химической реакции.
2. Закон действующих масс для скоростей реакции.
3. Константа скорости химической реакции и период полупревращения.
4. Почему в кинетических методах наиболее часто используют каталитические реакции, в которых определяемое вещество является катализатором?
5. Общие представления о каталитических реакциях. Особенности катализа. Способы ускорения реакций.
6. Кинетика каталитических реакций. Уравнение Михаэлиса-Ментен.

Лабораторная работа № 14

Изучение кинетики гидролиза уксусно-этилового эфира в кислой среде


Цель работы:

1. Установить кинетический порядок процесса гидролиза уксусно-этилового эфира в кислой среде при избытке воды.
2. Определить константу скорости реакции.

Оборудование, материалы: лед, пипетки на 2 и 5 мл мерный цилиндр, две конические колбы на 100 - 200 мл, колба на 500 мл, колба для титрования, термометр. Растворы: этилацетат, 0,5 М и 1,0 М HCl; 0,5 М NaOH, фенолфталеин.

Контрольные вопросы:

1. Какие физико-химические методы чаще всего применяют для регистрации скорости индикаторных реакций и почему?
2. Необратимые реакции нулевого и первого порядка.

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф - Рабочая программа дисциплины		

3. Обратимые реакции первого порядка.
4. Необратимые реакции второго порядка.
5. Необратимые реакции третьего порядка.
6. Две параллельные реакции первого порядка.
7. Две последовательные реакции первого порядка.
8. Зависимость скорости последовательных реакций от величины константы скорости реакции.

Лабораторная работа № 15

Изучение кинетики омыления уксусноэтилового эфира в щелочной среде

Цель работы:

1. Установить кинетический порядок процесса омыления уксусно-этилового эфира в щелочной среде.
2. Определить константу скорости реакции.

Оборудование, материалы: лед, пипетка на 2 мл, мерный цилиндр, две конические колбы на 100 мл и одна на 250 мл, бюретка, химический стакан, термометр. Растворы: $\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5$ (0,02 М); NaOH (0,05 М); HCl (0,1 М), фенолфталеин. Для приготовления одного литра раствора этилацетата нужной концентрации необходимо 2 мл эфира растворить в 100 мл этилового спирта, а затем довести объем до 1000 мл дистиллированной водой.

Контрольные вопросы:

1. Что такое порядок реакции? Реакции какого порядка вы знаете?
2. Определение порядка реакции: метод подстановки, графический метод, метод Вант-Гоффа, по периоду полупревращения.
3. Фотохимические реакции: энергетика и стехиометрия. Кинетика фотохимических реакций.
4. Общие представления о цепных реакциях. Основные стадии.
5. Кинетика цепных процессов.
6. Общие представления о каталитических реакциях. Особенности катализа. Способы ускорения реакций.
7. Кинетика каталитических реакций. Уравнение Михаэлиса-Ментен.
8. Общие понятия о гетерогенных процессах. Диффузия. Законы Фика.
9. Скорость гетерогенных реакций.


Лабораторная работа № 16

Изучение кинетики окисления иодида водорода пероксидом водорода в присутствии катализатора

Цель работы:

1. Определить константу скорости реакции окисления иодида водорода пероксидом водорода без катализатора и в присутствии катализатора.
2. Оценить энергию активации реакции.

Оборудование, реактивы: колбы с притертыми пробками на 200-250 мл; колбы для титрования вместимостью 50 мл; бюретка; секундомер; термометр от 0 до 100°C; термостат; раствор иодида натрия с массовой долей 0,4 %; раствор серной кислоты с концентрацией $c(1/2\text{H}_2\text{SO}_4) = 1$ моль/л; растворы пероксида водорода и тиосульфата натрия с концентрацией 0,025 моль/л; раствор молибдата аммония с

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф - Рабочая программа дисциплины		

концентрацией 1 моль/л; раствор крахмала.

Контрольные вопросы:


1. Энергия активации. Зависимость энергии активации от природы реагентов, конкретного механизма реакции, температуры.
2. Распределение частиц по скоростям и энергии. Распределение Максвелла.
3. Распределение Больцмана. Расчет доли активных молекул.
4. Теория активных столкновений. Уравнение Аррениуса.
5. Анализ уравнения Аррениуса. Правило Вант-Гоффа.
6. Теория активированного комплекса Эйринга.
7. Анализ уравнения Эйринга. Связь энергии активации с энтальпией активации.

8. ТЕМАТИКА КУРСОВЫХ РАБОТ

не запланировано учебным планом

8. ПЕРЕЧЕНЬ ВОПРОСОВ К ЗАЧЕТУ


1. Исходные постулаты термодинамики. Термические и калорические уравнения состояния.
2. Внутренняя энергия и 1-ый закон термодинамики в переменных T, V . Тепловой эффект при постоянстве объема и постоянстве давления.
3. Стандартные состояния и термодинамические функции индивидуальных веществ. Изменение термодинамических функций в химических реакциях.
4. Закон Гесса. Энтальпии образования, сгорания, растворения. Термохимические циклы. Энтальпия химической связи.
5. Зависимость теплового эффекта реакции от температуры. Формула Кирхгоффа.
6. Термодинамическое и статистическое определения энтропии. Второй закон термодинамики.
7. Тепловая теорема Нернста. Третий закон термодинамики. Абсолютная энтропия и методы ее оценки.
8. Фундаментальное уравнение Гиббса. Характеристические функции. Энергия Гиббса как характеристическая функция и термодинамический потенциал.
9. Уравнение Гиббса-Гельмгольца для энергии Гиббса. Соотношения Максвелла. Связь калорического и термического уравнения состояния.
10. Термодинамическое описание многокомпонентных систем. Парциальные мольные величины. Уравнение Гиббса-Дюгема.
11. Химический потенциал как парциальная мольная величина, его зависимость от температуры и давления.
12. Химические потенциалы компонентов раствора; активность и коэффициенты активности. Термодинамика смешения. Избыточные величины.
13. Идеальные растворы. Закон Рауля. Давление пара над идеальным раствором. Предельно разбавленные растворы. Закон Генри.
14. Коллигативные свойства растворов электролитов и неэлектролитов.
15. Условия фазового равновесия в гетерогенных системах. Классификация фазовых переходов. Правило фаз Гиббса.
16. Фазовые диаграммы однокомпонентных систем. Уравнения Клапейрона и Клапейрона-Клаузиуса.

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф - Рабочая программа дисциплины		


17. Простейшие фазовые диаграммы "температура – состав". Диаграммы "жидкость – пар". Азеотроп. Диаграммы "жидкость – твердое вещество". Эвтектика.
18. Термодинамическое описание химических реакций. Химическая переменная. Сродство химической реакции. Условия химического равновесия.
19. Закон действующих масс для идеально-газовой реакционной смеси. Связь константы равновесия с изменением стандартных термодинамических величин в реакции.
20. Общие свойства констант равновесия. Смещение химического равновесия. Принцип Ле Шателье. Уравнения изотермы и изобары реакции.
21. Термодинамический закон действующих масс для гетерогенных реакций и реакций в растворах. Связь теплового эффекта реакции с константой равновесия.
22. Электрохимический потенциал. Электроды и полуреакции. Окислительно-восстановительная пара. Основные типы электродов. Равновесие электрод-раствор.
23. Электродные потенциалы. Зависимость электродных потенциалов от концентраций (активностей) ионов и температуры. Уравнение Нернста.
24. Электродвижущая сила (ЭДС), ее связь с термодинамическими величинами. Типы гальванических элементов.

ПЕРЕЧЕНЬ ВОПРОСОВ К ЭКЗАМЕНУ


1. Термодинамические системы, состояния и характеристики (классификация термодинамических систем; экстенсивные и интенсивные характеристики системы; параметры состояния, функции состояния; расчет энергии и объема идеального газа; стандартное, равновесное и стационарное состояние системы).
2. Термодинамические процессы (переход системы из одного состояния в другое в открытых системах - две типичные ситуации; обратимые и необратимые процессы).
3. Изотермическое изменение объема (изотермическое расширение газа в необратимом и обратимом процессе, расчет работы этих процессов; работа сжатия в необратимом и обратимом процессе).
4. Первое начало термодинамики (внутренняя энергия системы; теплота и работа как формы передачи энергии; знак теплоты и работы; формулировка первого начала термодинамики).
5. Первое начало термодинамики для различных процессов в системе идеального газа (расчет энергии, теплоты и работы в изотермических, изобарных, изохорных и адиабатических процессах).
6. Теплота и работа реакций (закон Гесса для параллельных и последовательных реакций; расчет работы против постоянного внешнего давления).
7. Энтальпия (энтальпия как функция состояния изобарного, изохорного и изотермического процессов; связь энтальпии с теплотой, энергией).
8. Расчет теплоты реакций (стандартные энтальпии образования и сгорания веществ).
9. Теплоемкость веществ (молярные теплоемкости веществ как производные от внутренней энергии и энтальпии, расчет этих величин для идеального газа).
10. Зависимость теплоты реакции от температуры (зависимость изменения энтальпии реакции от температуры; уравнение Кирхгофа).

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф - Рабочая программа дисциплины		

11. Теплоты физико-химических процессов (растворение веществ: газов, кристаллогидратов; реакции нейтрализации; фазовые превращения).
12. Общий смысл второго начала термодинамики (энтропия как мера энергетического беспорядка в системе на примерах распределения молекул вещества по объему и выравнивания температуры между частями системы; понятие о двух стимулах, необходимых для самопроизвольного протекания химических процессов).
13. Связь энтропии с теплотой обратимого процесса (три основных факта, свидетельствующих о том, что энтропия это функция состояния; цикл Карно).
14. Расчет изменения энтропии в некоторых процессах (обратимый адиабатический процесс; нагревание системы; фазовые переходы; изотермического расширения и сжатия газа; изотермическое изменение концентрации раствора; разбавление растворов; абсолютная энтропия).
15. Статистическая природа энтропии (макросостояние и микросостояние системы; вероятность микросостояний p_i и общее число возможных микросостояний Ω - связь между этими величинами и энтропией системы; формула Больцмана, изменение энтропии в процессе).
16. Математическая формулировка второго начала термодинамики (теплота реального и обратимого процесса; энтропийный фактор и предельная по величине работа, которую может совершать система в процессе, коэффициент полезного действия).
17. Третий закон термодинамики – постулат Планка.
18. Изолированные системы (значение теплоты реального процесса; самопроизвольный процесс и энтропия).
19. Закрытые системы: изотермо-изохорные процессы (свободная энергия Гельмгольца, ее зависимость от энергии и энтропии процесса).
20. Закрытые системы: изотермо-изобарные процессы (свободная энергия Гиббса, ее зависимость от энтальпии и энтропии).
21. Понятие о термодинамических потенциалах (функции состояния - энтропия, энергия Гельмгольца, энергия Гиббса – по изменениям которых можно судить о возможности или невозможности процесса в разных системах).
22. Смысл и использование энергии Гиббса (экзергонические, обратимые и эндергонические процессы; максимально полезная работа и энергия Гиббса).
23. Производные энергии Гиббса по температуре и давлению.
24. Химический потенциал.
25. Осмотические процессы.
26. Энергия Гиббса химических реакций (связь с константой равновесия и произведением концентраций). Уравнение изотермы реакции.
27. Анализ уравнения изотермы реакции (зависимость стандартной энергии Гиббса от константы равновесия и концентрации участников реакции).
28. Практический расчет изменения стандартной энергии Гиббса.
29. Реакции, идущие с участием водородных ионов. Расчет кажущейся энергии Гиббса.
30. Закон действующих масс для равновесий.
31. Закон Гесса для констант равновесия.
32. Принцип Ле-Шателье (концентрационные возмущения, изменение общего давления, влияние температуры).

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф - Рабочая программа дисциплины		


33. Влияние температуры на изменение энтропии реакции и изменение энергии Гиббса реакции.
34. Зависимость константы равновесия от температуры, уравнение изобары химической реакции.
35. Фазы системы и фазовые переходы.
36. Число независимых компонентов фазы.
37. Условия фазового равновесия.
38. Частные случаи условия химического равновесия между фазами (фазы образованы двумя несмешивающимися жидкостями; в системе с двумя несмешивающимися фазами растворенное вещество по-разному взаимодействующее с растворителями, образующими каждую из фаз; одна фаза раствор летучего вещества, вторая – газовая, куда вещество может растворяться с поверхности раствора; вещество находится в жидком или твердом состоянии)
39. Правило фаз Гиббса (термическое, механическое и химическое равновесие; число независимых переменных, число компонентов, число степеней свободы системы).
40. Общий анализ однокомпонентных систем (моновариантные, бивариантные и инвариантные системы).
41. Диаграмма состояния воды: общее описание.
42. Физический смысл диаграммы состояния воды.
43. Диаграмма состояния серы.
44. Уравнение Клаузиуса-Клайперона: общая форма.
45. Зависимость давления насыщенного пара от температуры.
46. Зависимость температуры плавления от давления.
47. Природа растворов. Способы выражения концентрации растворов (полярные, неполярные и идеальные растворы; переход к молярной доле).
48. Термодинамика растворения: газовые растворы.
49. Термодинамика растворения: жидкие растворы.
50. Растворение газов в жидкости (законы Генри и Сеченова).
51. Растворимость твердых веществ в жидкости.
52. Фазовое равновесие раствор-пар растворителя (закон Рауля). Коллигативные свойства.
53. Следствие из закона Рауля: изменение температуры кипения и замерзания растворов (диаграмма в координатах давление-температура).
54. Природа эбулиоскопической и криоскопической констант.
55. Осмотическое давление растворов.
56. Активность вещества, её отличие от концентрации. График зависимости коэффициента активности от концентрации.
57. Уравнение Гиббса-Дюгема, вывод уравнения.
58. Коллигативные свойства растворов электролитов.
59. Смеси, подчиняющиеся закону Рауля (идеальные смеси): давление и состав пара.
60. Идеальные смеси: полный вариант диаграммы давления.
61. Идеальные смеси: диаграммы кипения.
62. Смеси, отклоняющиеся от закона Рауля.
63. Азеотропные смеси.

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф - Рабочая программа дисциплины		


64. Разделение жидкостей – перегонка и ректификация.
65. Ограниченно растворимые жидкости (на примере смеси вода-анилин).
66. Взаимно нерастворимые жидкости (на примере вода-бензол).
67. Экстракция (коэффициент распределения, расчет массы экстрагированного вещества).
68. Равновесие кристалл - жидкий раствор. Классификация.
69. Затвердевание бинарных жидких смесей. Диаграмма состояния системы с неограниченной растворимостью компонентов в жидком и твердом состоянии.
70. Затвердевание смесей, в которых компоненты взаимно нерастворимы в твердом состоянии. Диаграмма состояния системы с неограниченной растворимостью компонентов в жидком и взаимной нерастворимостью в твердом состоянии.
71. Диаграмма состояния системы с неограниченной растворимостью компонентов в жидком и ограниченной растворимостью в твердом состоянии.
72. Диаграмма состояния системы с неограниченной растворимостью компонентов в жидком состоянии, в твердом состоянии образующих соединения плавящиеся конгруэнтно.
73. Характеристика затвердевания смесей.
74. Применение диаграмм плавления.
75. Химическое равновесие в гомогенных системах.
76. Химическое равновесие в гетерогенных системах
77. Уравнение изотермы химической реакции
78. Уравнение изобары и изохоры химической реакции.
79. Адсорбция. Изотермы адсорбции.
80. Принципы расчета состава равновесной смеси при протекании реакции в реальных системах.
81. Сложные равновесия. Зависимость константы равновесия от температуры (уравнение изобары Вант-Гоффа).
82. Ионные равновесия.

7 семестр (разделы 3-4)


1. Растворы электролитов. Классификация электролитов по Бренстеду-Лоури.
2. Константы кислотности и основности. Логарифмические показатели кислотности и основности.
3. Влияние заданного рН на степень диссоциации слабого электролита.
4. Расчет рН в чистых растворах слабых одноосновных и многоосновных кислот, в растворах слабых оснований.
5. Расчет рН в чистых растворах солей слабых кислот и оснований.
6. Буферное действие растворов слабых электролитов.
7. Расчет рН раствора с буферной системой. Механизм буферного действия.
8. Буферные свойства многоосновных кислот.
9. Буферная сила и буферная ёмкость.
10. Ионная сила раствора. Расчет ионной силы раствора.
11. Расчет коэффициента активности и среднего коэффициента активности по теории Дебая-Хюккеля. Предельный случай.

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф - Рабочая программа дисциплины		

12. Расчет коэффициента активности по формуле Дебая-Хюккеля второго приближения. Константа высаливания.
13. Подвижность иона. Эквивалентная подвижность иона.
14. Электропроводность растворов: удельная, эквивалентная. Зависимость удельной электропроводности от концентрации электролита.
15. Связь проводимости раствора с подвижностью ионов.
16. Факторы, влияющие на электропроводность растворов. Механизм перемещения ионов.
17. Влияние концентрации электролита на электропроводность раствора: электрофоретический и релаксационный эффект. Коэффициент электрической проводимости. Закон Кольрауша.
18. Кондуктометрия. Применение кондуктометрии для определения степени и константы диссоциации слабого электролита.
19. Кондуктометрическое титрование, применение метода для определения концентрации вещества.
20. Классификация гальванических элементов по источнику тока и наличию границы между жидкими фазами.
21. Генерация ЭДС в гальванических элементах. Принцип работы гальванического элемента Даниэля-Якоби.
22. Электрический потенциал реакции и её связь с энергией Гиббса.
23. Зависимость разности потенциалов от концентраций участников окислительно-восстановительной реакции и температуры.
24. Электродные потенциалы. Зависимость электродного потенциала от активностей участников полуреакции, рН среды.
25. Стандартные значения потенциалов.
26. Механизм возникновения электродных потенциалов.
27. Примеры расчета ЭДС для элемента Даниэля-Якоби. Закон Кирхгофа. Электродные, диффузионные и контактные разности потенциалов.
28. Классификация электродов и элементов. Концентрационные элементы.
29. Электроды первого рода. Элемент Вестона.
30. Электроды второго рода: каломельный, хлорсеребряный.
31. Окислительно-восстановительные электроды. Хингидронный электрод.
32. Ионоселективные электроды. Стекланный электрод.
33. Классификация электродов и элементов по обратимости. Элемент Вольта.
34. Потенциометрия. Применение метода для расчета термодинамических параметров, коэффициента активности, рН раствора и константы кислотности.
35. Электролиз. Основные понятия. Сущность процесса. Катодный процесс в растворах.
36. Механизм образования катодного слоя металла.
37. Электролиз расплавленных солей.
38. Электролитическое восстановление водных растворов. Зависимость процесса электролитического восстановления от величины катодного потенциала, материала катода и его поверхности, температуры, плотности тока, природы электролита (рН).
39. Электролитическое окисление водных растворов. Зависимость процесса электролитического окисления от материала анода, плотности тока, температуры.


Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф - Рабочая программа дисциплины		

40. Электролиз водных растворов хлоридов щелочных металлов.
41. Электролиз воды.
42. Основные понятия и предмет кинетики.
43. Скорость химической реакции. Факторы, влияющие на скорость химической реакции.
44. Закон действующих масс для скоростей реакции.
45. Константа скорости химической реакции и период полупревращения.
46. Необратимые реакции нулевого и первого порядка.
47. Обратимые реакции первого порядка.
48. Необратимые реакции второго порядка.
49. Необратимые реакции третьего порядка.
50. Определение порядка реакции: метод подстановки, графический метод, метод Вант-Гоффа, по периоду полупревращения.
51. Энергия активации. Зависимость энергии активации от природы реагентов, конкретного механизма реакции, температуры.
52. Распределение частиц по скоростям и энергии. Распределение Максвелла.
53. Распределение Больцмана. Расчет доли активных молекул.
54. Теория активных столкновений. Уравнение Аррениуса.
55. Анализ уравнения Аррениуса. Правило Вант-Гоффа.
56. Теория активированного комплекса Эйринга.
57. Анализ уравнения Эйринга. Связь энергии активации с энтальпией активации.
58. Две параллельные реакции первого порядка.
59. Две последовательные реакции первого порядка.
60. Зависимость скорости последовательных реакций от величины константы скорости реакции.
61. Фотохимические реакции: энергетика и стехиометрия. Кинетика фотохимических реакций.
62. Общие представления о цепных реакциях. Основные стадии.
63. Кинетика цепных процессов.
64. Общие представления о каталитических реакциях. Особенности катализа. Способы ускорения реакций.
65. Кинетика каталитических реакций. Уравнение Михаэлиса-Ментен.
66. Общие понятия о гетерогенных процессах. Диффузия. Законы Фика.
67. Скорость гетерогенных реакций.
68. Неравновесные электрохимические процессы. Роль диффузии в электрохимических процессах.
69. Расчет стационарного тока при электролизе.
70. Расчет концентрации реагента при электролизе.
71. Законы электролиза.
72. Электродная поляризация.
73. Полярография. Анализ полярографической кривой.

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф - Рабочая программа дисциплины		

9. САМОСТОЯТЕЛЬНАЯ РАБОТА СТУДЕНТОВ

Название разделов и тем	Вид самостоятельной работы	Объем в часах	Форма контроля
Раздел 1. Химическая термодинамика			
1. Основы химической термодинамики	Проработка учебного материала с использованием ресурсов учебно-методического и информационного обеспечения дисциплины; Подготовка к сдаче зачета, экзамена	5	включение вопросов на семинарах, контрольных работах, тестировании, экзамене
Раздел 2. Приложения химической термодинамики			
2. Термодинамика растворов	Проработка учебного материала с использованием ресурсов учебно-методического и информационного обеспечения дисциплины; Подготовка к сдаче зачета, экзамена	5	включение вопросов на семинарах, контрольных работах, тестировании, экзамене
3. Термодинамика фазового равновесия	Проработка учебного материала с использованием ресурсов учебно-методического и информационного обеспечения дисциплины; Подготовка к сдаче зачета, экзамена	8	включение вопросов на семинарах, контрольных работах, тестировании, экзамене
4. Термодинамика химического равновесия	Проработка учебного материала с использованием ресурсов учебно-методического и информационного обеспечения дисциплины; Подготовка к сдаче зачета, экзамена	8	включение вопросов на семинарах, контрольных работах, тестировании, экзамене
Раздел 3. Растворы электролитов. Электрохимические процессы			
5. Теоретические основы растворов электролитов	Проработка учебного материала с использованием ресурсов учебно-методического и информационного обеспечения дисциплины; Подготовка к сдаче экзамена	22	включение вопросов на семинарах, контрольных работах, тестировании, экзамене
6. Электропроводность растворов электролитов	Проработка учебного материала с использованием ресурсов учебно-методического и информационного обеспечения дисциплины; Подготовка к сдаче экзамена	20	включение вопросов на семинарах, контрольных работах, тестировании, экзамене
7. Электродные процессы. Электродвижущие силы	Проработка учебного материала с использованием ресурсов учебно-методического и информационного обеспечения дисциплины; Подготовка к сдаче экзамена	25	включение вопросов на семинарах, контрольных работах, тестировании, экзамене
8. Электролиз	Проработка учебного материала с использованием ресурсов учебно-методического и информационного обеспечения дисциплины; Подготовка к сдаче экзамена	29	включение вопросов на семинарах, контрольных работах, тестировании, экзамене
Раздел 4. Химическая кинетика и катализ			

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф - Рабочая программа дисциплины		

9. Основы химической кинетики	Проработка учебного материала с использованием ресурсов учебно-методического и информационного обеспечения дисциплины; Подготовка к сдаче экзамена	24	включение вопросов на семинарах, контрольных работах, тестировании, экзамене
10. Катализ	Проработка учебного материала с использованием ресурсов учебно-методического и информационного обеспечения дисциплины; Подготовка к сдаче экзамена	10	включение вопросов на семинарах, контрольных работах, тестировании, экзамене

10. УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ И ИНФОРМАЦИОННОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

а) Список рекомендуемой литературы

Основная :

1. Березовчук, А. В. Физическая химия : учебное пособие / А. В. Березовчук. — 2-е изд. — Саратов : Научная книга, 2019. — 159 с. — ISBN 978-5-9758-1816-4. — Текст : электронный // Электронно-библиотечная система IPR BOOKS : [сайт]. — URL: <https://www.iprbookshop.ru/81087.html>

2. Никольский, А. Б. Общая и неорганическая химия в 2 т. Том 2 : учебник для академического бакалавриата / А. Б. Никольский, А. В. Суворов. — 6-е изд., испр. и доп. — Москва : Издательство Юрайт, 2019. — 378 с. — (Бакалавр. Академический курс). — ISBN 978-5-534-09096-3. — Текст : электронный // Образовательная платформа Юрайт [сайт]. — URL: <https://urait.ru/bcode/427130>


3. Луков, В. В. Физическая химия : учебник / В. В. Луков, А. Н. Морозов. — 2-е изд. — Ростов-на-Дону, Таганрог : Издательство Южного федерального университета, 2018. — 237 с. — ISBN 978-5-9275-2976-6. — Текст : электронный // Электронно-библиотечная система IPR BOOKS : [сайт]. — URL: <https://www.iprbookshop.ru/87772.html>

Дополнительная

1. Физическая химия. Теория и практика выполнения расчетных работ. Часть 1. Экстенсивные свойства гомогенных систем / Е. И. Степановских, Т. В. Виноградова, Л. А. Брусницына [и др.] ; под редакцией В. Ф. Марков. — Екатеринбург : Уральский федеральный университет, ЭБС АСВ, 2016. — 136 с. — ISBN 978-5-7996-1689-2. — Текст : электронный // Электронно-библиотечная система IPR BOOKS : [сайт]. — URL: <https://www.iprbookshop.ru/66611.html>

2. Физическая химия: расчетные работы. В 2 ч. Часть 2 : учебное пособие для академического бакалавриата / Е. И. Степановских [и др.] ; под редакцией Е. И. Степановских ; под научной редакцией В. Ф. Маркова. — 2-е изд. — Москва : Издательство Юрайт, 2019 ; Екатеринбург : Изд-во Урал. ун-та ; Екатеринбург : Изд-во Урал. ун-та. — 158 с. — (Университеты России). — ISBN 978-5-534-07689-9 (Издательство Юрайт). — ISBN 978-5-7996-1691-5 (Изд-во Урал. ун-та). — ISBN 978-5-7996-1688-5 (Изд-во Урал. ун-та). — Текст : электронный // Образовательная платформа Юрайт [сайт]. — URL: <https://urait.ru/bcode/441499>

3. Физическая химия. Теория и практика выполнения расчетных работ. Часть 2. Химическое и фазовое равновесие / Е. И. Степановских, Т. В. Виноградова, Л. А. Брусницына [и др.] ; под редакцией В. Ф. Марков. — Екатеринбург : Уральский федеральный университет, ЭБС АСВ, 2016. — 160 с. — ISBN 978-5-7996-1691-5. — Текст : электронный // Электронно-библиотечная система IPR BOOKS : [сайт]. — URL: <https://www.iprbookshop.ru/66612.html>

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф - Рабочая программа дисциплины		


Учебно-методическая

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

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

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

Согласовано:

Начальник отдела НБ УлГУ / Окунева И.А./ 
 Должность сотрудника научной библиотеки ФИО Подпись 16.05.2022

Профессиональные базы данных, информационно-справочные системы

1. Электронно-библиотечные системы:

1.1. Цифровой образовательный ресурс IPRsmart : электронно-библиотечная система : сайт / ООО Компания «Ай Пи Ар Медиа». - Саратов, [2022]. – URL: <http://www.iprbookshop.ru>. – Режим доступа: для зарегистрир. пользователей. - Текст : электронный.

1.2. Образовательная платформа ЮРАЙТ : образовательный ресурс, электронная библиотека : сайт / ООО Электронное издательство ЮРАЙТ. – Москва, [2022]. - URL: <https://urait.ru>. – Режим доступа: для зарегистрир. пользователей. - Текст : электронный.


1.3. База данных «Электронная библиотека технического ВУЗа (ЭБС «Консультант студента») : электронно-библиотечная система : сайт / ООО Политехресурс. – Москва, [2022]. – URL: <https://www.studentlibrary.ru/cgi-bin/mb4x>. – Режим доступа: для зарегистрир. пользователей. – Текст : электронный.

1.4. Консультант врача. Электронная медицинская библиотека : база данных : сайт / ООО Высшая школа организации и управления здравоохранением-Комплексный медицинский консалтинг. – Москва, [2022]. – URL: <https://www.rosmedlib.ru>. – Режим доступа: для зарегистрир. пользователей. – Текст : электронный.

1.5. Большая медицинская библиотека : электронно-библиотечная система : сайт / ООО Букап. – Томск, [2022]. – URL: <https://www.books-up.ru/ru/library/>. – Режим доступа: для зарегистрир. пользователей. – Текст : электронный.

1.6. ЭБС Лань : электронно-библиотечная система : сайт / ООО ЭБС Лань. – Санкт-Петербург, [2022]. – URL: <https://e.lanbook.com>. – Режим доступа: для зарегистрир. пользователей. – Текст : электронный.

1.7. ЭБС **Znanium.com** : электронно-библиотечная система : сайт / ООО Знаниум. - Москва, [2022]. - URL: <http://znanium.com>. – Режим доступа : для зарегистрир. пользователей. - Текст : электронный.

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф - Рабочая программа дисциплины		

средствами: экран настенный, доска аудиторная. Рабочее место преподавателя, WI-FI, интернет. Площадь 43,65 кв.м.

Учебная аудитория для самостоятельной работы студентов 230 с доступом к ЭБС. для самостоятельной работы студентов, Wi-Fi с доступом к ЭИОС, ЭБС. Компьютерный класс укомплектованный специализированной мебелью на 32 посадочных мест и техническими средствами обучения (16 персональных компьютеров) с доступом к сети «Интернет», ЭИОС, ЭБС. Площадь 93,51 кв.м.

Читальный зал научной библиотеки (аудитория 237) с зоной для самостоятельной работы, Wi-Fi с доступом к ЭИОС, ЭБС. Аудитория укомплектована специализированной мебелью на 80 посадочных мест и оснащена компьютерной техникой с доступом к сети «Интернет», ЭИОС, ЭБС, экраном и проектором. Площадь 220,39 кв.м.


11 СПЕЦИАЛЬНЫЕ УСЛОВИЯ ДЛЯ ОБУЧАЮЩИХСЯ С ОГРАНИЧЕННЫМИ ВОЗМОЖНОСТЯМИ ЗДОРОВЬЯ (ОВЗ) И ИНВАЛИДОВ

Обучающиеся с ОВЗ и инвалиды проходят практику совместно с другими обучающимися (в учебной группе) или индивидуально (по личному заявлению обучающегося).

Определение мест прохождения практики для обучающихся с ОВЗ и инвалидов осуществляется с учетом состояния здоровья и требований к их доступности для данной категории обучающихся. При определении мест и условий (с учётом нозологической группы и группы инвалидности обучающегося) прохождения учебной и производственной практик для данной категории лиц учитываются индивидуальные особенности обучающихся, а также рекомендации медико-социальной экспертизы, отраженные в индивидуальной программе реабилитации, относительно рекомендованных условий и видов труда.

При определении места практики для обучающихся с ОВЗ и инвалидов особое внимание уделяется безопасности труда и оснащению (оборудованию) рабочего места. Рабочие места на практику предоставляются профильной организацией в соответствии со следующими требованиями:


- для обучающихся с ОВЗ и инвалидов по зрению - слабовидящих: оснащение специального рабочего места общим и местным освещением, обеспечивающим беспрепятственное нахождение указанным лицом своего рабочего места и выполнение индивидуального задания; наличие видеувеличителей, луп;
- для обучающихся с ОВЗ и инвалидов по зрению - слепых: оснащение специального рабочего места тифлотехническими ориентирами и устройствами, с возможностью использования крупного рельефно-контрастного шрифта и шрифта Брайля, акустическими навигационными средствами, обеспечивающими беспрепятственное нахождение указанным лицом своего рабочего места и выполнение индивидуального задания;
- для обучающихся с ОВЗ и инвалидов по слуху - слабослышащих: оснащение (оборудование) специального рабочего места звукоусиливающей аппаратурой, телефонами для слабослышащих;
- для обучающихся с ОВЗ и инвалидов по слуху - глухих: оснащение специального рабочего места визуальными индикаторами, преобразующими звуковые сигналы в световые, речевые сигналы в текстовую бегущую строку, для беспрепятственного нахождения указанным лицом своего рабочего места и выполнения индивидуального задания;
- для обучающихся с ОВЗ и инвалидов с нарушением функций опорно-двигательного аппарата: оборудование, обеспечивающее реализацию эргономических принципов (максимально удобное для инвалида расположение элементов, составляющих рабочее место); механизмы и устройства, позволяющие изменять высоту и наклон рабочей поверхности, положение сиденья рабочего стула по высоте и наклону, угол наклона спинки рабочего стула; оснащение специальным сиденьем, обеспечивающим компенса-

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф - Рабочая программа дисциплины		

цию усилия при вставании, специальными приспособлениями для управления и обслуживания этого оборудования.

Условия организации и прохождения практики, подготовки отчетных материалов, проведения текущего контроля и промежуточной аттестации по практике обеспечиваются в соответствии со следующими требованиями:

- Объем, темп, формы выполнения индивидуального задания на период практики устанавливаются индивидуально для каждого обучающегося указанных категорий. В зависимости от нозологии максимально снижаются противопоказанные (зрительные, звуковые, мышечные и др.) нагрузки.
- Учебные и учебно-методические материалы по практике представляются в различных формах так, чтобы обучающиеся с ОВЗ и инвалиды с нарушениями слуха получали информацию визуально (документация по практике печатается увеличенным шрифтом; предоставляются видеоматериалы и наглядные материалы по содержанию практики), с нарушениями зрения – аудиально (например, с использованием программ-синтезаторов речи) или с помощью тифлоинформационных устройств.
- Форма проведения текущего контроля успеваемости и промежуточной аттестации для обучающихся с ОВЗ и инвалидов устанавливается с учетом индивидуальных психофизических особенностей (устно, письменно, при помощи компьютера, в форме тестирования и т.п.). При необходимости обучающемуся предоставляется дополнительное время для подготовки ответа и (или) защиты отчета.

Разработчики: _____  _____ доцент З.В. Подольская 16.05.22