

МИНИСТЕРСТВО СЕЛЬСКОГО ХОЗЯЙСТВА РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ



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

СОГЛАСОВАНО

Заведующий кафедрой

[Signature] /Древко Б.И./
« 26 » *августа* 2013 г.

УТВЕРЖДАЮ

Декан факультета

_____ /Молчанов А.В./
« _____ » _____ 2013 г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ

Дисциплина **ФИЗИЧЕСКАЯ ХИМИЯ**

Направление подготовки **240700.62 Биотехнология**

Профиль подготовки **Биотехнология**

Квалификация (степень) выпускника **Бакалавр**

Нормативный срок обучения **4 года**

Форма обучения **Очная**

	Количество часов								
	Всего	в т.ч. по семестрам							
		1	2	3	4	5	6	7	8
Общая трудоемкость дисциплины, ЗЕТ	6			6					
Общее количество часов	216			216					
Аудиторная работа – всего, в т.ч.:	90			90					
лекции	36			36					
лабораторные	54			54					
практические	x			x					
Самостоятельная работа	126			126					
Количество рубежных контролей	x			3					
Форма итогового контроля	x			ЭКЗ.					
Курсовой проект (работа)	x			x					

Разработчик(и): доцент, Исайчева Л.А.

[Signature]
(подпись)

Саратов 2013

1. Цель освоения дисциплины

Целью освоения дисциплины «Физическая химия» является формирование у студентов навыков проведения физико-химического эксперимента и использования его результатов при решении конкретных задач в профессиональной деятельности.

2. Место дисциплины в структуре ООП ВПО

В соответствии с учебным планом по направлению подготовки 240700.62 Биотехнология дисциплина «Физическая химия» относится к базовой части математического и естественно-научного цикла.

Дисциплина базируется на знаниях, имеющихся у студентов при получении среднего (полного) общего или среднего профессионального образования, а также сформированных в процессе изучения дисциплин: «Математика», «Общая и неорганическая химия», «Физика».

Для качественного усвоения дисциплины студент должен:

- знать: основные химические понятия и законы; химические элементы и их соединения; сведения о свойствах неорганических и органических соединений; теоретические основы аналитической химии; а также фундаментальные понятия физики и физических явлений.

- уметь: готовить растворы различной концентрации; проводить качественный и количественный анализы растворов; использовать интегральные и дифференциальные исчисления.

Дисциплина «Физическая химия» является базовой для изучения следующих дисциплин: коллоидная химия, основы биохимии и молекулярной биологии.

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

Дисциплина «Физическая химия» направлена на формирование у студентов профессиональной компетенции: «использовать знания о современной физической картине мира, пространственно-временных закономерностях, строении вещества для понимания окружающего мира и явлений природы» (ПК-2).

В результате освоения дисциплины студент должен:

- *Знать*: начала термодинамики и основные уравнения химической термодинамики; методы термодинамического описания химических и фазовых равновесий в многокомпонентных системах; термодинамику растворов электролитов и электрохимических систем; уравнения формальной кинетики и теории кинетики сложных, цепных, гетерогенных и фотохимических реакций; основные теории гомогенного, гетерогенного и ферментативного катализа.

- *Уметь*: определять по справочным данным энергетические характеристики и геометрию молекул, термодинамические характеристики химических

реакций, величины рН и характеристики диссоциации электролитов; производить расчеты концентрации растворов различных соединений.

- *Владеть:* методами исследования физико-химических свойств веществ.

4. Структура и содержание дисциплины

Общая трудоемкость дисциплины составляет 6 зачетных единиц, 216 часов, из них аудиторная работа – 90 ч., самостоятельная работа – 126 ч.

Таблица 1

Структура и содержание дисциплины

№ п/п	Тема занятия. Содержание	Неделя семестра	Аудиторная работа			Самостоятельная работа Количество часов	Контроль знаний		
			Вид занятия	Форма проведения	Количество часов		Вид	Форма	max балл
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
3 семестр									
1.	Вводная лекция. Предмет и содержание курса физической химии. Агрегатные состояния вещества.	1	Л	Т	2			КЛ	
2.	Газообразное состояние вещества. Газовые законы. Уравнение состояния идеального и реального газа. Решение задач	1	ЛЗ	Т	2	4	ВК	ПО	9
3.	Жидкое и твердое агрегатные состояния вещества. Определение молекулярной рефракции вещества.	1	ЛЗ	П	2	4	ТК	УО	
4.	Основы химической термодинамики. Первое начало термодинамики.	2	Л	Т	2			КЛ	
5.	Основы химической термодинамики. Первое начало термодинамики. Внутренняя энергия, работа и теплота. Теплоемкость термодинамической системы.	2	ЛЗ	Т	2	4	ТК	УО	
6.	Термохимия. Тепловой эффект процессов.	3	Л	В	2			КЛ	
7.	Термохимия. Закон Гесса. Закон Кирхгофа.	3	ЛЗ	Т	2	4	ТК	УО	
8.	Калориметрический метод определения тепловых эффектов. Определение тепловой постоянной калориметра. Определение теплоты растворения хорошо растворимой соли.	3	ЛЗ	Т	2	4	ТК	УО	
9.	Второе начало термодинамики. Энтропия. Третье начало термодинамики. Термодинамические свойства газов и газовых смесей. Химический потенциал и общие условия равновесия систем.	4	Л	Т	2			КЛ	
10.	Второе и третье начало термодинамики. Свойства энтропии. Свободная энергия Гиббса и свободная энергия Гельмгольца.	4	ЛЗ	Т	2	4	ТК	УО	

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
11.	Термодинамика открытых систем. Термодинамическое описание стационарного состояния биотехнологических систем. Энергия Гиббса в реальных биохимических системах. Теоремы Пригожина.	5	Л	Т	2			КЛ	
12.	Термодинамические функции. Понятие о химическом потенциале.	5	ЛЗ	Т	2	4	ТК	УО	
13.	Термодинамика открытых систем.	5	ЛЗ	Т	2	4	ТК	УО	
14.	Фазовые равновесия. Равновесия в однокомпонентных системах.	6	Л	В	2			КЛ	
15.	Приложение законов химической термодинамики к биотехнологическим процессам.	6	ЛЗ	Т	2	10	РК	ПО	15
16.	Общая характеристика растворов. Законы растворимости газов и твердых веществ в жидкости. Ограниченная растворимость жидкостей. Распределение вещества между двумя несмешивающимися жидкостями.	7	Л	Т	2			КЛ	
17.	Фазовые равновесия. Основные понятия фазовых равновесий. Диаграмма состояния воды. Уравнение Клаузиуса-Клапейрона.	7	ЛЗ	В	2	4	ТК	УО	
18.	Общая характеристика растворов. Взаимная растворимость жидкостей в двухкомпонентной системе.	7	ЛЗ	П	2	4	ТК	УО	
19.	Идеальные и реальные растворы. Термодинамические условия образования идеальных растворов. Закон Рауля. Реальные растворы с положительным и отрицательным отклонением от закона Рауля. Явления криоскопии и эбуллиоскопии. Осмос.	8	Л	В	2			КЛ	
20.	Распределение вещества между двумя несмешивающимися растворителями.	8	ЛЗ	П	2	4	ТК	УО	
21.	Давление насыщенного пара над раствором летучих компонентов. Типы изотермических и изобарных диаграмм состояния. Законы Ковалова.	9	Л	В	2			КЛ	
22.	Идеальные и реальные растворы. Закон Рауля. Отклонения от закона Рауля.	9	ЛЗ	Т	2	4	ТК	УО	
23.	Коллигативные свойства растворов. Понижение температуры замерзания раствора. Повышение температуры кипения раствора. Осмотическое давление. Изотонические растворы и изотонический коэффициент.	9	ЛЗ	Т	2	4	ТК	УО	
24.	Равновесия в двухфазных двухкомпонентных системах. Равновесие в трехкомпонентных системах.	10	Л	В	2			КЛ	
25.	Давление насыщенного пара над раствором летучих компонентов. Типы диаграмм состояния бинарных растворов летучих веществ. Азеотропная смесь. Разделение жидких бинарных растворов.	10	ЛЗ	Т	2	4	ТК	УО	
26.	Химическое равновесие. Смещение химического равновесия. Константы равновесия. Термодинамическая теория химического сродства.	11	Л	Т	2			КЛ	
27.	Конденсированные двухкомпонентные и трехкомпонентные системы.	11	ЛЗ	Т	2	4	ТК	УО	
28.	Химическое равновесие. Смещение химического равновесия. Влияние температуры, давления и концентрации веществ на смещение химического равновесия. Уравнение изобары. Уравнение Планка-ван-Лаара.	11	ЛЗ	Т	2	4	ТК	УО	

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
29.	Химическая кинетика. Формальная кинетика. Зависимость скорости химической реакции от температуры. Теории химической кинетики.	12	Л	Т	2			КЛ	
30.	Основные понятия химической кинетики. Формальная кинетика. Скорость химической реакции. Порядок и молекулярность реакции. Решение задач с использованием кинетических уравнений различных порядков.	12	ЛЗ	Т	4	4	ТК	ПО	
31.	Кинетика сложных гомогенных и гетерогенных реакций. Гомогенный и гетерогенный катализ. Кинетика ферментативных реакций, катализ и кинетика реакций с иммобилизованными ферментами.	13	Л	Т	2			КЛ	
32.	Влияние температуры на скорость реакции. Правило Вант-Гоффа. Уравнение Аррениуса. Энергия активации.	13	ЛЗ	Т	2	4	ТК	УО	
33.	Кинетика сложных гомогенных и гетерогенных процессов. Цепные, фотохимические реакции.	13	ЛЗ	Т	2	4	ТК	УО	
34.	Равновесие в растворах электролитов. Сольватная теория растворов. Слабые и сильные электролиты.	14	Л	Т	2			КЛ	
35.	Фазовые и химические равновесия в биологических системах. Кинетика и катализ биохимических процессов.	14	ЛЗ	Т	2	10	РК	ПО	15
36.	Электропроводность растворов электролитов. Удельная и эквивалентная электролитическая проводимость.	15	Л	Т	2			КЛ	
37.	Слабые электролиты. Определение константы и степень диссоциации слабого электролита.	15	ЛЗ	Т	2	4	ТК	УО	
38.	Сильные электролиты. Теория сильных электролитов Дебая-Хюкеля.	15	ЛЗ	Т	2	4	ТК	УО	
39.	Термодинамическая теория ЭДС. Электрохимическая цепь. ЭДС гальванического элемента.	16	Л	Т	2			КЛ	
40.	Удельная и эквивалентная электролитическая проводимость. Абсолютная скорость движения ионов. Уравнение Аррениуса. Закон независимого движения ионов.	16	ЛЗ	Т	2	4	ТК	УО	
41.	Понятие электродного потенциала. Классификация электродов по типу электродного процесса и назначению.	17	Л	Т	2			КЛ	
42.	Термодинамическая теория ЭДС. Элемент Даниэля-Якоби. Скачок потенциала на границе фаз. Электроды I рода. Электроды II рода. Окислительно-восстановительные электроды.	17	ЛЗ	Т	2	4	ТК	УО	
43.	ЭДС гальванических элементов.	17	ЛЗ	П	2	4	ТК	ПО	
44.	Нормальный элемент Вестона. Классификация гальванических элементов. Потенциометрия.	18	Л	Т	2			КЛ	
45.	Свойства растворов электролитов и электрохимические процессы.	18	ЛЗ	Т	2	10	РК ТР	ПО Р	15 9
	Выходной контроль						ВыхК	Э	27
Итого:					90	126			90

Примечание:

Условные обозначения:

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

Формы проведения занятий: В – лекция-визуализация, П – проблемная лекция/занятие, Т – лекция/занятие, проводимое в традиционной форме.

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

Форма контроля: УО – устный опрос, ПО – письменный опрос, КЛ – конспект лекции, Р – реферат, Э – экзамен.

5. Образовательные технологии

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

Удельный вес занятий, проводимых с использованием активных и интерактивных методов обучения, в целом по дисциплине составляет 22,2 % аудиторных занятий (в ФГОС не менее 20 %).

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

Вопросы входного контроля

1. Электrolитическая диссоциация.
2. Химическое равновесие. Константы равновесия.
3. Химическая кинетика. Скорость химической реакции и факторы, влияющие на нее.
4. Способы выражения концентрации растворенного вещества в растворе.
5. Органические соединения. Структура и свойства органических соединений.
6. Основы интегральных вычислений.
7. Ионное произведение воды. Понятия рН и рОН.
8. Выражения законов Кулона, Ома для участка цепи.

Вопросы рубежного контроля № 1

Вопросы, рассматриваемые на аудиторных занятиях

1. Вывод уравнения состояния идеального газа. Универсальная газовая постоянная, её значения и физический смысл. Уравнение состояния реальных газов (Ван-дер-Ваальса).
2. Удельная и молярная рефракции веществ, её связь с другими физическими константами (диэлектрическая проницаемость, показатель преломления). Теоретический расчет и экспериментальное определение молекулярной рефракции.

3. Основные понятия термодинамики: термодинамическая система (классификация), параметры состояния (классификация), термодинамический процесс (классификация).

4. Функции состояния термодинамической системы, понятие и примеры. Понятие внутренней энергии.

5. I начало термодинамики, его формулировки. Понятие теплоты и работы. Работа идеального газа в обратимом и необратимом процессах.

6. Теплоемкость термодинамической системы, виды теплоемкости, их связь с термодинамическими функциями. Формула Майера. Расчет теплоты изобарного и изохорного процессов.

7. Основные понятия термохимии: тепловой эффект процесса и изменение энтальпии, энтальпия образования, сгорания, гидратации, фазовых переходов.

8. Закон Гесса и следствия из него.

9. Зависимость теплового эффекта химической реакции от температуры. Закон Кирхгофа в дифференциальной и интегральной форме.

10. II начало термодинамики, его формулировки. Энтропия как критерий самопроизвольного течения процесса и равновесия в изолированных системах. Статистическое толкование энтропии.

11. III начало термодинамики. Тепловая теорема Нернста и постулат Планка. Расчет абсолютного значения энтропии чистого вещества. Расчет энтропии в процессе различных типов. Объединенное уравнение I и II начала термодинамики.

12. Понятие свободной энергии Гиббса и Гельмгольца. Свободная энергия как критерии самопроизвольного течения процесса и равновесия в закрытых системах. Изменение изобарно-изотермического потенциала химических реакций.

13. Понятия о химическом потенциале. Химический потенциал как частная производная термодинамических функций.

14. Термодинамика открытых систем. Теоремы Пригожина.

Вопросы для самостоятельного изучения

1. Типы химических связей и кристаллических решеток.
2. Расчет тепловых эффектов химических реакций и физико-химических процессов.
3. Статистическое толкование энтропии и второго начала термодинамики.

Вопросы рубежного контроля № 2

Вопросы, рассматриваемые на аудиторных занятиях

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

2. Диаграмма состояния воды. Описание диаграммы с точки зрения числа фаз и числа степеней свободы. Тройная точка воды.
3. Зависимость температуры фазового перехода от давления. Уравнение Клаузиуса-Клапейрона и его интегрирование. Расчет давления пара над жидкостью и твердым веществом.
4. Понятие раствора. Взаимная растворимость двух веществ. Растворы твердые и жидкие. Способы выражения концентрации растворов.
5. Идеальные и реальные растворы. Давление пара над бинарным раствором легколетучих веществ.
6. Первый закон Рауля и его значения для расчета составов растворов, молярной массы растворенного вещества.
7. Явление криоскопии. Физический смысл криоскопической константы. Применение криоскопических методов и их ограничение.
8. Явление эбуллиоскопии. Эбуллиоскопическая константа, её физический смысл. Определение молярной массы вещества методом эбуллиоскопии, ограничения метода.
9. Явление осмоса. Осмотическое давление. Изотонические растворы. Уравнение Вант-Гоффа и его использование. Роль осмоса в природе.
10. Типы и методы построения диаграмм растворимости двух жидкостей с ограниченной взаимной растворимостью. Связь типа диаграммы с энергией межмолекулярного взаимодействия.
11. Трехкомпонентные системы.
12. Понятие обратимости химической реакции. Закон действующих масс.
13. Концентрационная константа равновесия. Константа равновесия изохорных и изобарных реакций в газовой фазе. Связь между ними.
14. Связь константы равновесия с изменением изобарно-изометрического потенциала реакции.
15. Влияние температуры на равновесие в экзо- и эндотермических процессах. Интегрирование уравнения Вант-Гоффа, расчет константы равновесия при различных температурах.
16. Влияние давления на равновесие химической реакции. Анализ уравнения Планка-ван-Лаара
17. Основные понятия химической кинетики: скорость реакции и константа скорости, их физический смысл и факторы, определяющие их величину. Порядок и молекулярность реакции, причины их несовпадения. Время полупревращения.
18. Формальная кинетика простых реакций нулевого, первого и второго порядка.
19. Методы определения порядка химических реакций.
20. Понятие сложных реакций. Параллельные, последовательные, обратимые и сопряженные реакции.
21. Зависимость скорости химической реакции от температуры. Закон Вант-Гоффа и уравнение Аррениуса. Понятие энергии активации реакции и способы её определения.
22. Теории химической кинетики.

23. Понятие цепных реакций и их классификация. Примеры.
24. Фотохимические процессы.
25. Основные понятия каталитической химии: катализ, катализатор, ингибитор, промотор. Требования к промышленным катализаторам.
26. Гомогенный катализ. Автокатализ. Кислотно-основной, окислительно-восстановительный и металлокомплексный катализ.
27. Кинетика ферментативных реакций, катализ и кинетика реакций с иммобилизованными ферментами.
28. Адсорбция и гетерогенный катализ.

Вопросы для самостоятельного изучения

1. Термический анализ. Построение диаграмм состояния бинарных конденсированных систем по кривым охлаждения.
2. Типы диаграмм состояния твердых двухкомпонентных систем с простой эвтектикой. Анализ всех областей и кривых на диаграмме.
3. Высаливание и всаливание веществ. Уравнение Сеченова.
4. Теоретические основы экстракции. Закон Нернста. Анализ трехкомпонентной системы на основе правила фаз Гиббса.
5. Типы изотермических и изобарных диаграмм состояния бинарных растворов легколетучих веществ. Азеотропные смеси. Законы Коновалова.
6. Теоретические основы разделения веществ методом дистилляции и ректификации.
7. Диаграммы состояния двухкомпонентной системы с образованием твердого раствора с неограниченной растворимостью.
8. Диаграммы состояния двухкомпонентной системы с образованием твердого раствора с ограниченной растворимостью.
9. Сенсбилизация и основы фотосинтеза. Физико-химические аспекты фотосинтеза, его значение.

Вопросы рубежного контроля № 3

Вопросы, рассматриваемые на аудиторных занятиях

1. Сольватная теория растворов.
2. Понятие электролитической диссоциации. Константа и степень диссоциации. Сильные и слабые электролиты.
3. Закон разбавления Оствальда.
4. Ионное произведение воды. Понятие рН и рОН раствора. Вычисление рН растворов сильных и слабых кислот и оснований. Буферные растворы.
5. Термодинамические свойства сильных электролитов. Теория сильных электролитов Дебая-Хюккеля. Ионная атмосфера. Понятие активности, коэффициент активности, ионной силы раствора.
6. Понятие абсолютной скорости движение ионов. Эстафетный механизм движения ионов H_3O^+ и OH^- . Числа переноса.
7. Удельная и молярная электрическая проводимость проводников второго рода, зависимость этих величин от температуры, концентрации, природы

электролита и растворителя. Уравнение Аррениуса. Закон независимого движения ионов (закон Кольрауша).

8. Электрохимическая цепь. Элемент Даниэля-Якоби.

9. ЭДС гальванического элемента. Скачок потенциала на границе фаз. Природа возникновения ЭДС гальванического элемента.

10. Определение величины и знака электродного потенциала. Стандартный водородный электрод и стандартные электродные потенциалы.

11. Классификация электродов по типу электродной реакции. Зависимость потенциала электрода от концентрации потенциалопределяющих ионов.

12. Уравнения Нернста для электродов I и II рода, окислительно-восстановительных электродов. Примеры электродов различных типов.

13. Элемент Вестона. Методы измерения ЭДС.

14. Классификация гальванических элементов.

15. Связь ЭДС гальванического элемента с константой равновесия окислительно-восстановительных реакций и термодинамическими характеристиками процесса. Применение электрохимических элементов.

Вопросы для самостоятельного изучения

1. Зависимость степени диссоциации от температуры, природы электролита, его концентрации, присутствия одноименных ионов.

2. Методы определения степени диссоциации.

3. Устройство стеклянного электрода.

Вопросы выходного контроля (экзамена)

1. Вывод уравнения состояния идеального газа. Универсальная газовая постоянная, её значения и физический смысл. Уравнение состояния реальных газов (Ван-дер-Ваальса).

2. Удельная и молярная рефракции веществ, её связь с другими физическими константами (диэлектрическая проницаемость, показатель преломления). Теоретический расчет и экспериментальное определение молекулярной рефракции.

3. Основные понятия термодинамики: термодинамическая система (классификация), параметры состояния (классификация), термодинамический процесс (классификация).

4. Функции состояния термодинамической системы, понятие и примеры. Понятие внутренней энергии.

5. I начало термодинамики, его формулировки. Понятие теплоты и работы. Работа идеального газа в обратимом и необратимом процессах.

6. Теплоемкость термодинамической системы, виды теплоемкости, их связь с термодинамическими функциями. Формула Майера. Расчет теплоты изобарного и изохорного процессов.

7. Основные понятия термохимии: тепловой эффект процесса и изменение энтальпии, энтальпия образования, сгорания, гидратации, фазовых переходов.

8. Закон Гесса и следствия из него.
9. Зависимость теплового эффекта химической реакции от температуры. Закон Кирхгофа в дифференциальной и интегральной форме.
10. II начало термодинамики, его формулировки. Энтропия как критерий самопроизвольного течения процесса и равновесия в изолированных системах. Статистическое толкование энтропии.
11. III начало термодинамики. Тепловая теорема Нернста и постулат Планка. Расчет абсолютного значения энтропии чистого вещества. Расчет энтропии в процессе различных типов. Объединенное уравнение I и II начала термодинамики.
12. Понятие свободной энергии Гиббса и Гельмгольца. Свободная энергия как критерий самопроизвольного течения процесса и равновесия в закрытых системах. Изменение изобарно-изотермического потенциала химических реакций.
13. Понятия о химическом потенциале. Химический потенциал как частная производная термодинамических функций.
14. Термодинамика открытых систем. Теоремы Пригожина.
15. Понятие «фаза», «фазовый переход», «фазовое равновесие», «компонент», «степень свободы». Классификация и примеры термодинамических систем с точки зрения фазового равновесия. Правило фаз Гиббса. Максимальное число фаз, находящихся в равновесии в одно- и двухкомпонентной системе.
16. Диаграмма состояния воды. Описание диаграммы с точки зрения числа фаз и числа степеней свободы. Тройная точка воды.
17. Зависимость температуры фазового перехода от давления. Уравнение Клаузиуса-Клапейрона и его интегрирование. Расчет давления пара над жидкостью и твердым веществом.
18. Понятие раствора. Взаимная растворимость двух веществ. Растворы твердые и жидкие. Способы выражения концентрации растворов.
19. Идеальные и реальные растворы. Давление пара над бинарным раствором легколетучих веществ.
20. Первый закон Рауля и его значения для расчета составов растворов, молярной массы растворенного вещества.
21. Явление криоскопии. Физический смысл криоскопической константы. Применение криоскопических методов и их ограничение.
22. Явление эбуллиоскопии. Эбуллиоскопическая константа, её физический смысл. Определение молярной массы вещества методом эбуллиоскопии, ограничения метода.
23. Явление осмоса. Осмотическое давление. Изотонические растворы. Уравнение Вант-Гоффа и его использование. Роль осмоса в природе.
24. Типы и методы построения диаграмм растворимости двух жидкостей с ограниченной взаимной растворимостью. Связь типа диаграммы с энергией межмолекулярного взаимодействия.
25. Трехкомпонентные системы.
26. Понятие обратимости химической реакции. Закон действующих масс.

27. Концентрационная константа равновесия. Константа равновесия изо-хорных и изобарных реакций в газовой фазе. Связь между ними.
28. Связь константы равновесия с изменением изобарно-изометрического потенциала реакции.
29. Влияние температуры на равновесие в экзо- и эндотермических процессах. Интегрирование уравнения Вант-Гоффа, расчет константы равновесия при различных температурах.
30. Влияние давления на равновесие химической реакции. Анализ уравнения Планка-ван-Лаара
31. Основные понятия химической кинетики: скорость реакции и константа скорости, их физический смысл и факторы, определяющие их величину. Порядок и молекулярность реакции, причины их несовпадения. Время полу-превращения.
32. Формальная кинетика простых реакций нулевого, первого и второго порядка.
33. Методы определения порядка химических реакций.
34. Понятие сложных реакций. Параллельные, последовательные, обратимые и сопряженные реакции.
35. Зависимость скорости химической реакции от температуры. Закон Вант-Гоффа и уравнение Аррениуса. Понятие энергии активации реакции и способы её определения.
36. Теории химической кинетики.
37. Понятие цепных реакций и их классификация. Примеры.
38. Фотохимические процессы.
39. Основные понятия каталитической химии: катализ, катализатор, ингибитор, промотор. Требования к промышленным катализаторам.
40. Гомогенный катализ. Автокатализ. Кислотно-основной, окислительно-восстановительный и металлокомплексный катализ.
41. Кинетика ферментативных реакций, катализ и кинетика реакций с иммобилизованными ферментами.
42. Адсорбция и гетерогенный катализ.
43. Сольватная теория растворов.
44. Понятие электролитической диссоциации. Константа и степень диссоциации. Сильные и слабые электролиты.
45. Закон разбавления Оствальда.
46. Ионное произведение воды. Понятие рН и рОН раствора. Вычисление рН растворов сильных и слабых кислот и оснований. Буферные растворы.
47. Термодинамические свойства сильных электролитов. Теория сильных электролитов Дебая-Хюккеля. Ионная атмосфера. Понятие активности, коэффициент активности, ионной силы раствора.
48. Понятие абсолютной скорости движение ионов. Эстафетный механизм движения ионов H_3O^+ и OH^- . Числа переноса.
49. Удельная и молярная электрическая проводимость проводников второго рода, зависимость этих величин от температуры, концентрации, природы

электролита и растворителя. Уравнение Аррениуса. Закон независимого движения ионов (закон Кольрауша).

50. Электрохимическая цепь. Элемент Даниэля-Якоби.

51. ЭДС гальванического элемента. Скачок потенциала на границе фаз. Природа возникновения ЭДС гальванического элемента.

52. Определение величины и знака электродного потенциала. Стандартный водородный электрод и стандартные электродные потенциалы.

53. Классификация электродов по типу электродной реакции. Зависимость потенциала электрода от концентрации потенциалопределяющих ионов.

54. Уравнения Нернста для электродов I и II рода, окислительно-восстановительных электродов. Примеры электродов различных типов.

55. Элемент Вестона. Методы измерения ЭДС.

56. Классификация гальванических элементов.

57. Связь ЭДС гальванического элемента с константой равновесия окислительно-восстановительных реакций и термодинамическими характеристиками процесса. Применение электрохимических элементов.

Темы рефератов

1. Энтальпия и ее отношение к теплоте химических реакций. Типы химических связей.

2. Структурные особенности воды и льда. Роль воды в биологических и технологических процессах.

3. Буферные растворы и их биологическое и технологическое значение.

4. Термодинамические аспекты биотехнологических процессов.

7. Учебно-методическое и информационное обеспечение дисциплины

а) основная литература (библиотека СГАУ)

1. *Белик, В.В.* Физическая и коллоидная химия / В.В. Белик, К.И. Киенская. – М.: Академия, 2005. – 288 с. ISBN 978-5-7695-5393-6

2. *Горшков, В.И.* Основы физической химии / В.И. Горшков, И.А. Кузнецов. – М.: БИНОМ, 2006. – 407 с. ISBN 5-94774-375-2

3. Практикум по физической химии: учебное пособие / ред.: М. И. Гельфман. – СПб.: Лань, 2004. – 254 с. ISBN 5-8114-0537-5

4. Физическая химия: учебник / А. Д. Зимон; МГТА. - М.: Агар, 2006. – 320 с. ISBN 5-89218-161-8

б) дополнительная литература

1. *Стромберг, А.Г.* Физическая химия / А.Г. Стромберг, Д.П. Семченко; под ред. А.Г. Стромберга. – М.: Высшая школа, 2009. – 528 с. ISBN 978-5-06-006161-1, 5-06-003627-8

2. *Кругляков, П.М.* Физическая и коллоидная химия / П.М. Кругляков, Т.Н. Хаскова. – М.: Высш.шк., 2010. – 320 с. ISBN 978-5-06-006227-4

3. Физическая и коллоидная химия (в общественном питании): учебное пособие / С.В. Горбунцова, Э.А. Муллоярова, Е.С. Оробейко, Е.В. Федоренко. – М.: Альфа-М; ИНФРА-М, 2006. – 270 с. ISBN 5-98281-093-2.

4. Дамаскин, Б.Б. Электрохимия / Б.Б. Дамаскин, О.А. Петрий, Г.А. Цирлина. – М.: КолосС, 2006. – 672 с. ISBN 5-9532-0295-4

5. Физическая химия. В 2-х кн. Кн.1. Строение вещества. Термодинамика: учебник / ред.: К. С. Краснов. - М.: Высш. шк., 2001. - 512 с. ISBN 5-06-004025-9, 5-06-004027-5

6. Физическая химия. В 2-х кн. Кн.2. Электрохимия. Химическая кинетика и катализ: учебник / ред.: К. С. Краснов. – М.: Высш. шк., 2001. – 319 с. ISBN 5-06-004026-7, 5-06-004027-5

7. Казаринов, И. А. Физическая и коллоидная химия : Учеб. пособие для студ. геол. и биол. фак. / И.А. Казаринов, Н.А. Коноплянцева, И.М. Гамаюнова. – Саратов: Изд-во Сарат. ун-та, 2006. – 188 с. ISBN 5-292-03408-8

8. Хмельницкий, Р.А. Физическая и коллоидная химия: Учеб. для с.-х. вузов / Р.А. Хмельницкий. – М.: Высш. шк., 1988. – 400 с. ISBN 5-06-001257-3

9. Журналы: «Известия Саратовского университета. Новая серия. Серия: Химия. Биология. Экология», «Известия ВУЗов. Прикладная химия и биотехнология».

в) базы данных, информационно-справочные и поисковые системы, полнотекстовая база данных иностранных журналов Doal, поисковые системы Rambler, Yandex, Google:

- Электронная библиотека СГАУ - <http://library.sgau.ru>
- Химическая библиотека - <http://www.xumuk.ru>
- Химический сервер - <http://www.himhelp.ru>
- Основы химии. Интернет-учебник - <http://www.hemi.nsu.ru>
- Электронная библиотека по химии. Физическая химия - <http://www.chem.msu.su/rus/teaching/phys.html>

8. Материально-техническое обеспечение дисциплины

Для проведения занятия используется следующее материально-техническое обеспечение: химические реактивы, химическая посуда, электрическая плитка, рН-метр, мост переменного тока, лабораторный калориметр; иллюстрационные и обучающие таблицы; комплект мультимедийного оборудования.

Программа составлена в соответствии с требованиями ФГОС ВПО с учетом рекомендаций и ПрООП ВПО по направлению подготовки 240700.62 Биотехнология.