

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего профессионального образования
«Томский государственный педагогический университет»
(ТГПУ)

Хтверждаю
декан факультета
«09» 09 2011 года



РАБОЧАЯ ПРОГРАММА УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ

Б.3.В.18. ФИЗИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Трудоёмкость (в зачетных единицах) – 7

Шифр и направление подготовки: 050100.62 Педагогическое образование

Профили подготовки: Биология и Химия

Квалификация (степень): бакалавр

1. Цели и задачи дисциплины:

Цель: раскрытие связей между физическими и химическими явлениями и на этой основе более глубокое понимание сущности химических процессов, протекающих в природе и технике, путей и способов управления последними.

Задачи дисциплины:

- *формирование естественнонаучного мировоззрения на основе взаимосвязи естественных наук;*
- *приобретение студентами основ знаний о физико-химических закономерностях химических процессов, протекающих в природе и технике;*
- формирование практических навыков и умений постановки физико-химических экспериментов, их математической обработки, умений решать физико-химические задачи;
- привитие навыков соблюдения правил безопасности при работе с химическими реактивами;
- формирование представлений о современных проблемах экологии.

2. Место учебной дисциплины в структуре основной образовательной программы.

Дисциплина «Физическая химия» относится к вариативной части профессионального цикла Основной образовательной программы. Она изучается на 2 курсе. Для освоения дисциплины студенты используют знания, умения и виды деятельности, сформированные в процессе освоения дисциплин: общая химия, неорганическая химия, аналитическая химия. Физическая химия является основой для изучения, органической химии, прикладной химии, химии окружающей среды, неорганического и органического синтеза.

3. Требования к уровню освоения дисциплины.

Процесс изучения дисциплины направлен на формирование и развитие специальных компетенций (СК), профессиональных компетенций (ПК-1, ПК-2, ПК-6, ПК-8, ПК-11, ПК-13), общекультурных компетенций (ОК-1, ОК-4, ОК-6-9, ОК-14, ОК-16).

В соответствии с ГОС ВПО в области физической химии студент должен:

- получить основы физико-химических знаний, характеризующих сущность химических процессов, протекающих в природе и технике;
- усвоить основные закономерности, определяющие возможность, направленность, скорость и пределы протекания химических процессов, их механизм и оптимальные условия их проведения;
- получить и закрепить следующие основные навыки и умения: владение основными методами и приборами физико-химического анализа и исследований; умение решать физико-химические расчетные задачи всех типов; умение программировать и пользоваться ПМК и ПЭВМ для обработки данных физико-химических экспериментов и расчетных задач.

4. Общая трудоемкость дисциплины (модуля) 7 зачетных единиц и виды учебной работы.

Вид учебной работы	Трудоемкость (в соответствии с учебным планом) (час)	Распределение по семестрам (в соответствии с учебным планом) (час)	
		3	4
Аудиторные занятия	178	114	64
Лекции	70	38	32
Практические занятия			
Семинары			
Лабораторные работы	108	76	32
Другие виды аудиторных работ: занятия в интерактивной форме	36	20	16
Другие виды работ: экзамен	27		27
Самостоятельная работа	47	27	20
Курсовой проект (работа)			
Реферат			
Расчётно-графические работы			
Формы текущего контроля		Коллоквиумы, контрольные работы, тестирование	Коллоквиумы, контрольные работы, тестирование
Формы промежуточной аттестации в соответствии с учебным планом		Зачет	Экзамен

5. Содержание учебной дисциплины.

5.1. Разделы учебной дисциплины.

№ п/п	Наименование раздела дисциплины (темы)	Аудиторные часы					Самостоятельная работа (час)
		всего	лекции	практические (семинары)	лабораторные	В т.ч. интерактивные формы обучения	
3 семестр							
1	Введение. Предмет и задачи физической химии	2	2				
2	Первое начало термодинамики	22	6		16	2	4
3	Второе и третье начала термодинамики	20	8		12	4	5
4	Химическое и фазовое равновесие	20	8		12	2	6
5	Термодинамика растворов неэлектролитов	24	8		16	6	6

№ п/п	Наименование раздела дисциплины (темы)	Аудиторные часы					Самостоятельная работа (час)
		всего	лекции	практические (семинары)	лабораторные	В т.ч. интерактивные формы обучения	
6	Растворы электролитов	26	6		20	6	6
	Итого за третий семестр	114	38		76	20	27
4 семестр							
7	Электрохимия	26	10		16	6	8
8	Химическая кинетика	20	12		8	6	8
9	Катализ	18	10		8	4	4
	Итого за четвертый семестр	64	32		32	16	20
	Итого	178	70		108	36	47

5.2. Содержание разделов дисциплины:

(1 семестр)

5.2.1. *Введение. Предмет и задачи дисциплины.* Место физической химии среди естественнонаучных дисциплин.

5.2.2. *Первое начало термодинамики.* Внутренняя энергия, теплота и работа. Первое начало термодинамики. Работа расширения газов. Равновесные процессы. Тепловые эффекты реакции при постоянном давлении и объеме. Понятие об энтальпии. Термохимия. Закон Гесса. Термохимические уравнения. Теплоты образования и сгорания. Термохимические расчеты. Следствия из закона Гесса. Теплоемкость, ее связь с термодинамическими функциями. Зависимость теплоемкости и теплового эффекта реакции от температуры (закон Кирхгофа). Модель идеального газа. Опытные законы идеального газа. Уравнение Клапейрона-Менделеева. Молекулярно-кинетическая теория идеального газа, его теплоемкость. Работа расширения идеального газа в изопроцессах. Адиабата.

5.2.3. *Второе и третье начала термодинамики.* Обратимые и необратимые, самопроизвольные и несамопроизвольные процессы. Формулировки второго начала термодинамики. Цикл Карно и максимальный коэффициент полезного действия. Понятие об энтропии, ее изменение в обратимых и необратимых процессах. Математическая формулировка второго начала термодинамики. Энтропия как критерий направленности процессов в изолированной системе. Изменение энтропии при фазовом переходе и нагревании, в процессах с идеальным газом. Связь энтропии с термодинамической вероятностью, уравнение Больцмана. Третье начало термодинамики. Постулат Планка и вычисление абсолютных значений энтропий. Объединенное уравнение первого и второго начал термодинамики. Изохорный и изобарный потенциалы. Термодинамические потенциалы как критерий самопроизвольного протекания процессов и достижения равновесия, в закрытых системах.

5.2.4. *Химическое и фазовое равновесие.* Химический потенциал и общие условия равновесия систем. Характеристические функции. Химический потенциал идеального и реального газа. Фугитивность. Изотерма химической реакции и константа равновесия. Направление химической реакции. Стандартный изобарный потенциал реакции и вычисление константы равновесия при любой температуре. Уравнение Гиббса – Гельмгольца для изохорного и изобарного потенциалов. Влияние температуры на химическое равновесие. Уравнение изобары и изохоры реакции. Принцип подвижного

равновесия Ле – Шателье. Гетерогенное химическое равновесие. Условие фазового равновесия. Правило фаз Гиббса. Диаграммы состояния. Равновесие в одно-, двух- и трехкомпонентных системах. Уравнение Клапейрона – Клаузиуса для фазовых превращений.

5.2.5. *Термодинамика растворов неэлектролитов.* Основные понятия. Парциальные молярные величины. Уравнения Гиббса – Дюгема. Идеальные, предельно разбавленные и неидеальные растворы. Химический потенциал компонентов идеального раствора. Давление насыщенного пара над раствором. Законы Рауля и Генри. Кипение и замерзание растворов. Эбулиоскопия и криоскопия. Осмотическое давление растворов. Закон Вант – Гоффа. Взаимная растворимость жидкостей. Законы Коновалова. Перегонка смеси жидкостей. Ректификация. Ограниченно и взаимно нерастворимые жидкости. Перегонка с водяным паром. Закон распределения. Экстрагирование.

5.2.6. *Растворы электролитов.* Отклонение растворов электролитов от законов Рауля и Вант – Гоффа. Изотонический коэффициент. Удельная и эквивалентная электропроводность растворов. Закон независимости движения ионов. Скорость движения ионов и числа переноса. Измерение электропроводности растворов электролитов. Кондуктометрия. Закон разбавления слабых электролитов. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Буферные растворы. Произведение растворимости труднорастворимых соединений.

(2 семестр)

5.2.7. *Электрохимия.* Понятие об электродных потенциалах. Уравнение Нернста. Гальванический элемент и его ЭДС. Нормальный водородный электрод. Измерение ЭДС. Классификация электродов. Химические электрохимические цепи. Нормальный элемент Вестона. Концентрационные цепи с переносом и без переноса. Определение коэффициента активности. Потенциометрическое титрование. Термодинамика электрохимических цепей и механизм электрохимических реакций. Электрохимическая и концентрационная поляризация. Предельный ток диффузии. Напряжение разложения и перенапряжения. Полярография. Электролиз водных растворов и расплавов электролитов. Законы электролиза. Электролиз в промышленности. Кислотные и щелочные аккумуляторы. Топливные элементы. Электрохимическая коррозия металлов. Защита металлов от коррозии.

5.2.8. *Химическая кинетика.* Механизм, скорость, молекулярность, порядок и константа скорости химических реакций. Закон действия масс. Реакции первого, второго и третьего порядка. Частный и общий порядок реакции. Определение константы и порядка реакции из кинетических зависимостей. Реакции n -ого порядка и определение порядка реакции по времени полураспада. Сложные реакции. Последовательные реакции первого порядка. Метод стационарных концентраций Боденштейна. Влияние температуры на скорость реакции. Правило Вант – Гоффа и уравнение Аррениуса. Теории активных столкновений и переходного состояния.

Сопряженные реакции. Цепные процессы. Неразветвленная цепная реакция (получение фосгена). Разветвленные цепные реакции. Фотохимические реакции. Закон фотохимической эквивалентности и квантовый выход. Скорость фотохимической реакции на примере получения хлористого водорода. Кинетика гетерогенных процессов.

5.2.9. *Катализ.* Общие сведения о катализе. Теория промежуточных соединений в гомогенном катализе. Гомогенный катализ в растворах. Техническое значение гетерогенного катализа. Физическая адсорбция и хемосорбция. Адсорбция на границе твердого тела с газом и жидкостью. Уравнения Фрейндлиха и Лангмюра. Кинетика адсорбционно-каталитических реакций. Активационный процесс в гетерогенных каталитических реакциях. Теория активных центров Тейлора. Мультиплетная теория Баландина. Теория активных ансамблей Кобозева. Ферментативный катализ. Катализ полупроводниками.

5.3. Лабораторный практикум:

№ п/п	№ раздела дисциплины	Наименование лабораторных работ
1	5.2.2	Молекулярно-кинетическая теория и законы идеальных газов
2	5.2.2	Первое начало термодинамики
3	5.2.2	Термохимия. Тепловой эффект реакции при постоянном объеме и постоянном давлении. Закон Гесса и следствия из него
4	5.2.2	Зависимость теплового эффекта реакции от температуры. Теплоемкость
5	5.2.3	Второе начало термодинамики. Максимальный коэффициент полезного действия тепловой машины.
6	5.2.3	Определение энтропии фазового перехода и нагревания
7	5.2.3	Энтропия идеального газа
8	5.2.4	Изобарный потенциал. Изотерма реакции. Определение константы равновесия по стандартному изобарному потенциалу
9	5.2.4	Изобара и изохора реакции. Определение зависимости константы равновесия от температуры
10	5.2.4	Фазовый анализ. Термический анализ.
11	5.2.5	Термодинамика растворов неэлектролитов. Определение молярной массы вещества методами криоскопии и эбулиоскопии.
12	5.2.5	Экстрагирование. Определение коэффициента распределения.
13	5.2.5	Перегонка жидких смесей
14	5.2.6	Растворы электролитов. Изотонический коэффициент и степень электролитической диссоциации
15	5.2.6	Константа диссоциации слабой кислоты
16	5.2.6	Буферные растворы
17	5.2.7	Удельная и эквивалентная электропроводность. Определение степени и константы диссоциации электролита из измерения электропроводности.
18	5.2.7	Числа переноса. Произведение растворимости.
19	4.2.7	Определение концентрации растворов методом кондуктометрии.
20	5.2.7	Электродный потенциал. Измерение ЭДС электрохимических цепей компенсационным методом.
21	5.2.7	Определение термодинамических потенциалов и константы равновесия из измерений ЭДС и ее зависимости от температуры.
22	5.2.7	Определение коэффициента активности на основании измерения ЭДС компенсационным методом.
23	5.2.7	Определение концентрации растворов электролитов методом потенциометрии.
24	5.2.7	Исследование механизма и продуктов электролиза водных растворов и расплавов электролитов. Законы электролиза.
25	5.2.7	Изучение электрохимической коррозии металлов в зависимости от условий окружающей среды. Водородная, кислородная деполяризация.
26	5.2.8	Основные понятия химической кинетики: константа скорости, порядок и период полупревращения реакции. Закон действующих масс.
27	5.2.8	Определение порядка и константы скорости реакций методом подстановки и графическим методом.

28	5.2.8	Определение порядка и константы скорости реакций по периоду полупревращения.
29	5.2.8	Исследование кинетики сложных реакций.
30	5.2.8	Влияние температуры на скорость реакции. Определение температурного коэффициента реакции по правилу Вант-Гоффа и энергии активации по уравнению Аррениуса.
31	5.2.9	Адсорбция. Определение констант в уравнениях адсорбции Лэнгмюра и Фрейндлиха.
32	5.2.9	Изучение влияния катализатора на скорость химических реакций.

6. Учебно-методическое обеспечение дисциплины.

6.1. Рекомендуемая литература:

а) основная литература:

1. Стромберг, А.Г. Физическая химия : учеб для вузов / А.Г. Стромберг, Д.П. Семченко; под ред А.Г. Стромберга. - Изд. 5-е, испр. - М. : Высш. шк., 2003. - 527 с.

б) дополнительная литература:

1. Байрамов, В.М. Основы химической кинетики и катализа : учеб пособие для вузов / В.М. Байрамов; под ред В.В. Лунина. - М. : Академия, 2003. - 251 с.
2. Дулицкая, Р.А. Практикум по физической и коллоидной химии: учеб пособие для нехимических вузов / Р.А. Дулицкая, Р.И. Фельдман. - Изд. 2-е, перераб, испр. и доп. - М. : Высш. шк., 1978. — 296 с.
3. Задачи по физической химии: учеб пособие для вузов / В.В Ерёмин [и др] — М. : Экзамен, 2003. - 318 с.
4. Зимон, А.Д. Физическая химия: учеб для вузов / А.Д. Зимон. — М.: Агар, 2003 — 315 с.
5. Климов, И.И. Сборник вопросов и задач по физической и коллоидной химии : учеб пособие для пед. институтов / И.И. Климов, А.И. Филько. М. :Просвещение, 1975 — 192 с.
6. Кудряшов, И.В. Сборник примеров и задач по физической химии: учеб пособие для вузов / И.В. Кудряшов, Г.С. Каретников. — Изд. 6-е перераб. и доп. - М. : Высш шк., 1991. - 527 с.
7. Сборник задач по электрохимии: учеб пособие для вузов / Н.А. Колпакова [и др]; под ред Н.А. Колпаковой. - М. : Высш. шк., 2003. - 143 с.
8. Физическая химия. В 2 кн. Кн.1. Строение вещества. Термодинамика : учеб для вузов / К.С. Краснов [и др]; под ред К.С. Краснова. - Изд. 3-е, испр. - М.: Высш шк, 2001. - 511 с.
9. Физическая химия. В 2 кн. Кн.2. Электрохимия.: учеб для вузов / К.С. Краснов [и др]; под ред К.С. Краснова. - Изд. 3-е, испр. - М. : Высш шк, 2001. - 318 с.

6.2. Средства обеспечения освоения дисциплины:

Перечни вопросов к коллоквиумам и экзаменам, контрольные работы.

7. Материально-техническое обеспечение дисциплины:

Специализированная лаборатория – большая химическая лаборатория, оснащенная учебно-лабораторным комплексом «Химия» для выполнения лабораторных работ по физической химии.

8. Методические рекомендации и указания по организации изучения дисциплины:

8.1. Методические рекомендации преподавателю:

В первом семестре студенты изучают разделы: три начала термодинамики, химическое и фазовое равновесие, термодинамику растворов неэлектролитов, во втором –

растворы электролитов и электрохимию, химическую кинетику и катализ. Теоретические знания, полученные из курса лекций, закрепляются на лабораторных занятиях. На лабораторных занятиях вырабатываются навыки самостоятельного проведения химических экспериментов обращения с приборами физико-химических измерений, математическими методами обработки экспериментальных данных. Промежуточные срезы знаний проводятся после изучения основных тем курса. Промежуточный срез знаний проводится посредством письменных контрольные работы и (или) тестированием. Тестирование проводится с использованием практикумов, разработанных на кафедре неорганической химии, либо в компьютерном классе с использованием специальной программы. Задания находятся на сайте ТППУ. Тестирование студенты могут осуществлять в свободном доступе в качестве самостоятельной подготовки, как по отдельным темам, так и по семестрам. В течение всего курса обучения студенты выполняют домашние задания, разработанные по всем изучаемым темам курса, могут выполнять курсовую работу или рефераты. Каждый семестр заканчивается итоговым экзаменом.

8.2. Методические указания для студентов:

Перед началом семестра студент должен ознакомиться с разделами изучаемой дисциплины и их содержанием, получить перечень вопросов, выносимых на самостоятельную работу и на экзамен. Студент должен быть знаком с требованиями к уровню освоения дисциплины, формами текущего, промежуточного и итогового контроля. После изучения каждого раздела дисциплины студент должен сдать коллоквиум, индивидуальные задания, пройти тестирование и защитить лабораторные работы.

8.2.1. Перечень примерных вопросов и заданий для самостоятельной работы:

1. Молекулярно-кинетическая теория газов.
2. Основы термодинамики.
3. Тепловые эффекты химических реакций.
4. Химическое и фазовое равновесие.
5. Теория растворов.
6. Термодинамика электрохимических цепей.
7. Электролиз.
8. Основные теории химической кинетики.
9. Теории катализа, ферментативный катализ.

8.2.2. Примерная тематика курсовых работ и рефератов:

1. Термодинамические потенциалы в качестве критериев самопроизвольного протекания процессов и достижения равновесия.
2. Термодинамические циклы двигателей внутреннего сгорания.
3. Определение коэффициента активности путем электрохимических измерений.
4. Использование принципа стационарных концентраций Боденштейна в химической кинетике.
5. Ферментативный катализ и его значение в биологии.

8.2.3. Примерный перечень вопросов к экзаменам:

1. Первое начало термодинамики.

- 1.1. Понятие системы. Чем отличается крытая и изолированные системы?
- 1.2. Дайте понятия теплоты и работы. В чём их различия?
- 1.3. Функции состояния и процессы. Их малые изменения (обозначения).
- 1.4. Напишите математическое выражение первого начала термодинамики. Что такое внутренняя энергия?

- 1.5. Понятие о равновесном процессе.
- 1.6. Через какие параметры вычисляют работу в химии? Выведите формулу для элементарной работы.
- 1.7. Что называется тепловым эффектом химической реакции?
- 1.8. Чему равны тепловые эффекты реакций при постоянном объёме и постоянном давлении? Понятие об энтальпии.
- 1.9. Объясните, почему закон Гесса есть чистый случай первого начала термодинамики.
- 1.10. Какие химические реакции называют экзотермическими и эндотермическими?
- 1.11. Правило математических знаков для теплоты и работы в термодинамике и термохимии.
- 1.12. Какие уравнения называют термохимическими? Чем они отличаются от обычных?
- 1.13. Что такое теплоты образования и сгорания в стандартном состоянии?
- 1.14. Выведите следствия из закона Гесса по теплотам образования и сгорания?
- 1.15. Теплоёмкость удельная и молярная, при постоянных объёме и давлении, привести соответствующие формулы. Зависимость теплоёмкости от температуры.
- 1.16. Как зависит тепловой эффект химической реакции от температуры? Напишите математическое выражение закона Кирхгофа. В каких случаях тепловой эффект реакции не зависит от температуры? Почему?
- 1.17. Что такое идеальный газ?
- 1.18. Каким законам подчиняется идеальный газ? Напишите математические выражения этих законов.
- 1.19. Выведите уравнение Клапейрона для идеального газа и уравнение Клапейрона — Менделеева.
- 1.20. Какой физический смысл имеет газовая постоянная R . Её единица измерения в СИ.
- 1.21. Что такое степень свободы? Степени свободы поступательного и вращательного движения для одно-, двух- и многоатомных идеальных газов.
- 1.22. Теплоёмкость идеального газа при постоянных объёме и давлении. Их соотношение.
- 1.23. Вывести уравнения для работы расширения идеального газа в изопроцессах (изобара, изохора, изотерма и изобарно-изотермный процесс).
- 1.24. Что такое адиабатный процесс? Показатель адиабаты.
- 1.25. Вывести уравнения адиабаты.

2. Второе начало термодинамики. Энтропия.

- 2.1. Что такое обратимые и необратимые процессы? Какие процессы называются самопроизвольными и несамопроизвольными?
- 2.2. В чём состоит значение второго начала термодинамики для химической технологии?
- 2.3. Что такое термодинамический коэффициент полезного действия (КПД)?
- 2.4. Из каких процессов состоит цикл Карно? Вывести формулу максимального термодинамического КПД?
- 2.5. Что такое приведенная теплота? Чему равна сумма приведенных теплот в цикле Карно? Обосновать математическим выводом.
- 2.6. Показать, что в любом цикле сумма приведенных теплот равна нулю и является функцией состояния. Понятие об энтропии.
- 2.7. Изменение энтропии в обратимых и необратимых процессах. Математическая формулировка второго начала термодинамики.
- 2.8. Физический смысл энтропии. Изменение энтропии как критерий направленности и равновесия в изолированной системе.
- 2.9. Как вычисляется изменение энтропии при фазовом переходе и нагревании? Вывести формулу для изменения энтропии при нагревании вещества, когда зависимость его теплоемкости от температуры выражается степенным рядом.
- 2.10. Вывести формулы для изменения энтропии в процессах с идеальным газом.

- 2.11. Что такое макроскопическое и микроскопическое описание системы? Понятие о термодинамической вероятности.
- 2.12. Вывести уравнение Больцмана функциональной зависимости энтропии и термодинамической вероятности.
- 2.13. Сформулируйте постулат Бланка (третье начало термодинамики). Как на основе постулата вычислить абсолютное значение энтропии? Как постулат Бланка подтверждается уравнением Больцмана?
- 2.14. Выведите объединенное уравнение первого и второго начал термодинамики. Из объединенного уравнения получите выражение для полезной работы в изохорном процессе (потенциал Гельмгольца) в изобарном процессе (потенциал Гиббса). Что такое связанная и свободная энергия?
- 2.15. Получите математические формулы для дифференциалов термодинамических потенциалов: внутренней энергии, энтальпии, энергии Гельмгольца и энергии Гиббса. В каких условиях термодинамические потенциалы могут использоваться в качестве критериев самопроизвольного протекания процессов и достижения их равновесия в закрытых системах? Каким образом они при этом изменяются?

3. Химическое и фазовое равновесие.

- 3.1. Зависимость изобарного потенциала при протекании в системе химической реакции при постоянных давлении и температуре. Что такое химический потенциал?
- 3.2. Запишите формулу, выражающую общее условие равновесия систем (через химические потенциалы).
- 3.3. Что такое характеристические функции? Дать их выражения на примере выражений для дифференциала энергии Гиббса.
- 3.4. Вывести формулу для химических потенциалов идеального и реального газов. Что такое фугитивность?
- 3.5. На основании общего условия равновесия систем получить выражение стандартной константы равновесия реакции.
- 3.6. Получить уравнение изотермы реакции.
- 3.7. Как найти стандартную константу равновесия реакции через изменение стандартного изобарного потенциала (энергии Гиббса).
- 3.8. Запишите уравнение Гиббса-Гельмгольца для изменений энергии Гиббса и энергии Гельмгольца. Вывести уравнения изобары и изохоры реакции.
- 3.9. Сформулируйте условия равновесия в гетерогенных системах.
- 3.10. Запишите и обоснуйте правило фаз Гиббса.
- 3.11. Что такое физико-химический и термический анализ? Постройте диаграмму состояния двухкомпонентной системы с эвтектикой.
- 3.12. Изобразите диаграмму состояния воды.
- 3.13. Как будет выглядеть диаграмма состояния двухкомпонентной системы, в которой образуются химические соединения?
- 3.14. Как изменяется температура фазовых переходов от изменения давления? Уравнение Клапейрона-Клаузиуса.

4. Термодинамика растворов неэлектролитов.

- 4.1. Дайте определение парциальных молярных величин. Каково их значение в термодинамике растворов?
- 4.2. Уравнение Гиббса-Дюгема.
- 4.3. Что такое идеальные, предельно разбавленные и неидеальные растворы? Как выражается химический потенциал компонентов идеального раствора?
- 4.4. Термодинамический вывод законов Раули и Генри для разбавленных растворов неэлектролитов.
- 4.5. Как на основании закона Рауля определить молярную массу растворенного вещества?

- 4.6. Почему повышается температура кипения и понижается температура замерзания молекулярных растворов? Формулы соответствующих зависимостей.
- 4.7. Определение массы вещества методами эбуллиоскопии и криоскопии.
- 4.8. Что называют осмотическим давлением? Как его вычислить?
- 4.9. Каким эффектом сопровождается взаимное растворение жидкости?
- 4.10. Что такое отрицательное и положительное отклонение от линейной зависимости между давлением паров и составом жидкой фазы?
- 4.11. Диаграммы состояния при взаимном растворении жидкостей.
- 4.12. Что такое азеотропный состав? Как это отражается на диаграммах состояния?
- 4.13. Что называют ректификацией? Дайте схему ректификационной колонны и объясните, как она работает.
- 4.14. Для чего применяют перегонку с водяным паром. Обоснуйте соответствующими формулами.
- 4.15. Что такое экстрагирование? В чем преимущество многоступенчатого экстрагирования?

5. Электрохимия

- 5.1. Как объяснить возникновение скачка потенциала на границе металл/раствор?
- 5.2. На основании уравнения изотермы реакции выведите уравнение Нернста для электродного потенциала.
- 5.3. Что такое диффузионный потенциал? Как объясняется его возникновение?
- 5.4. Что такое гальванический элемент? Какие скачки потенциалов возникают в гальваническом элементе?
- 5.5. Выведите формулу для электродвижущей силы (ЭДС) гальванического элемента. Как собирают гальванический элемент, чтобы диффузионный потенциал был устранен?
- 5.6. Начертите схему, применяемую для определения ЭДС элемента. Укажите стрелками направление тока. Выведите формулу для определения ЭДС элемента.
- 5.7. Что такое стандартный водородный электрод? Приведите его схему и уравнение электродных процессов.
- 5.8. Как устроен нормальный элемент? Какие реакции идут на электродах и во всей цепи? Для какой цели он применяется?
- 5.9. Что представляет каломельный электрод? Какая идет реакция на нем, если он является: а) положительным и б) отрицательным электродом в элементе? Для какой цели применяется каломельный электрод?
- 5.10. Что такое концентрационная цепь? Какие процессы протекают на электродах? За счет какого процесса возникает ток в этом элементе? Для какой цели используются концентрационные элементы?
- 5.11. Какие электроды применяются для определения рН электрометрическим методом? Укажите соответствующие формулы.
- 5.12. Что такое хингидронный электрод? Какие процессы протекают в этом электроде? Объясните, почему он может применяться для определения рН.
- 5.13. Что такое электролиз? Его практическое значение? В какой последовательности восстанавливаются катионы на катоде при электролизе водных растворов?
- 5.14. Можно ли получить любой металл при электролизе водного раствора его соли?
- 5.15. Активные и неактивные аноды. Чем различаются электродные процессы в зависимости от природы анода?
- 5.16. Почему кислородсодержащие кислоты и щелочи различаются почти при одном и том же напряжении (анод инертный)?
- 5.17. Какие виды поляризации наблюдаются при электролизе? Можно ли их устранить и как?
- 5.18. Что такое напряжение разложения и перенапряжение?
- 5.19. Что такое выход по току? Как его увеличить?

- 5.20. Сформулируйте законы Фарадея. Напишите и поясните уравнение, объединяющее оба закона.
- 5.21. Объясните, почему у различных кислородсодержащих кислот напряжение разложения одно и почти одинаковое, а у бескислородных – другое. Разберите на примерах.
- 5.22. В чем состоит сущность электрохимической коррозии? Водородная и кислородная деполяризация.
- 5.23. Изложите основные методы защиты металлов от электрохимической коррозии.

6. Химическая кинетика

- 6.1. Что такое химическая кинетика?
- 6.2. Что понимают под столкновением молекул?
- 6.3. Что такое элементарный акт химической реакции?
- 6.4. Что понимают под механизмом химической реакции?
- 6.5. Дайте характеристику простых и сложных реакций.
- 6.6. Что такое скорость химических реакций? Что понимают под средней и истинной скоростью химической реакции? Как они могут быть определены?
- 6.7. Что такое молекулярность реакции? Дайте характеристику моно-, би- и тримолекулярным реакциям. Приведите примеры.
- 6.8. Сформулируйте закон действующих масс и напишите его математическое выражение для простой и сложной реакции.
- 6.9. Поясните, в чем состоит физический смысл константы скорости реакции. От каких факторов она зависит?
- 6.10. Что такое порядок реакции? Как его определяют?
- 6.11. Когда порядок реакции совпадает с ее молекулярностью?
- 6.12. Сформулируйте правило Вант – Гоффа о влиянии температуры на скорость химической реакции. Что показывает температурный коэффициент скорости реакции? Как он выражается математически?
- 6.13. Что такое энергия активации реагирующих молекул? В какой зависимости находится скорость реакции от энергии активации?
- 6.14. Какие реакции называются цепными? Неразветвленные и разветвленные цепные реакции.

7. Катализ

- 7.1. Что такое катализ и какие вещества называются катализаторами? Положительный и отрицательный катализ?
- 7.2. Как объяснить, что обычно для реакции требуется небольшое количество катализатора?
- 7.3. Что понимается под избирательностью действия катализатора?
- 7.4. Способен ли катализатор смещать химическое равновесие обратимых реакций? Почему?
- 7.5. Гомогенный и гетерогенный катализ.
- 7.6. Изобразите энергетическую схему пути реакции без катализатора и при гомогенном катализе. Сравните энергии активации данной реакции с катализатором и без него.
- 7.7. Изменится ли тепловой эффект реакции при применении катализатора? Почему?
- 7.8. Из каких стадий состоит процесс гетерогенного катализа? Какова сущность каждой стадии?
- 7.9. В чем состоит сущность мультиплетной теории катализа Баландина? Что такое мультиплет?
- 7.10. В чем состоит смысл геометрического и энергетического соответствия в мультиплетной теории?
- 7.11. Как мультиплетная теория объясняет избирательность катализаторов?

- 7.12. Сущность теории ансамблей в гетерогенном катализе по Кобозеву. Обоснуйте.
7.13 Ферментативный катализ.

Рабочая программа учебной дисциплины составлена в соответствии с учебным планом, федеральным государственным образовательным стандартом высшего профессионального образования по направлению подготовки 050100.62 Педагогическое образование. Профили: Биология и Химия
(указывается код и наименование направления подготовки)

Программу составил:
д.х.н., профессор, профессор кафедры неорганической химии  Ерёмин Л.П.

Программа учебной дисциплины утверждена на заседании кафедры неорганической химии
протокол № 1 от 30.08.2011 года.

Зав. кафедрой неорганической химии  Ковалева С.В.

Программа учебной дисциплины одобрена методической комиссией биолого-химического факультета ТГПУ
протокол № 7 от 2.09.2011 года.

Председатель методической комиссии  Князева Е.П.
(подпись)