

ФЕДЕРАЛЬНОЕ АГЕНТСТВО ПО ОБРАЗОВАНИЮ
ГОСУДАРСТВЕННОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО
ПРОФЕССИОНАЛЬНОГО ОБРАЗОВАНИЯ
«ТОМСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ПЕДАГОГИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ»
(ТГПУ)

Утверждаю



декан факультета

« 1 » 09 2008 года

ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ
Общая химия
ЕН.Ф. 04. 1

1. Цели и задачи дисциплины:

Цель: получение студентами основ теоретических знаний по ключевым разделам общей химии и приобретение навыков выполнения лабораторных работ.

Задачи:

- показать место общей химии в системе естественных наук,
- дать представление о свойствах элементов и их соединений на основе Периодического закона Д.И. Менделеева с использованием современных достижений в области строения вещества, термодинамики, химической кинетики, химии комплексных соединений, теории растворов,
- дать представление о современном состоянии и путях развития общей химии.

2. Требования к уровню освоения содержания дисциплины.

2.1. Приобретение студентами знаний по следующим ключевым вопросам:

- положение общей химии среди естественных дисциплин, ее значение в науке и промышленности,
- основные понятия и законы общей химии,
- строение атомов и молекул, основные представления об образовании химических связей,
- основные классы неорганических веществ. Номенклатура неорганических соединений,
- основы химической термодинамики и ее использование в неорганической химии,
- основы химической кинетики,
- растворы неэлектролитов и электролитов,
- окислительно-восстановительные реакции, электролиз, химические источники тока, коррозия,
- комплексные соединения,

2.2. Приобретение студентами следующих умений и навыков:

- навыки обращения с простейшей аппаратурой, стеклянной и кварцевой посудой, простейшими измерительными приборами,
- умение собрать установки для проведения лабораторных работ по общей химии,
- умение использовать учебную и вспомогательную литературу, а также лекционный материал по общей химии,
- умение производить физико-химические расчеты, используя законы общей химии.

3. Объем дисциплины и виды учебной работы:

Вид учебной работы	Всего часов	Семестры
		1
Общая трудоемкость дисциплины	200	200
Аудиторные занятия	108	108
Лекции	54	54
Практические занятия (ПЗ)		
Семинары (С)		
Лабораторные работы (ЛР)	54	54
И (или) другие виды аудиторных занятий		
Самостоятельная работа	92	92
Курсовой проект (работа)		
Расчетно-графические работы		
Реферат		

И (или) другие виды самостоятельной работы		
Вид итогового контроля (зачет, экзамен)		экзамен

4. Содержание дисциплины.

4.1. Разделы дисциплины и виды занятий (Тематический план):

№ п/п	Раздел дисциплины	Л	ПЗ (С)	ЛР
1 семестр				
1.	Основные химические понятия и законы химии.	4		8
2.	Классификация и номенклатура неорганических веществ.	2		
3.	Электронное строение атома.	6		
4.	Периодический закон как основа химической систематики. Периодическая система Д.И.Менделеева.	4		
5.	Химическая связь и межмолекулярное взаимодействие.	6		
6.	Энергетика химических процессов. Химическая термодинамика в приложении к биологическим системам. Химическое равновесие.	8		8
7.	Скорость химических реакций.	2		2
8.	Дисперсные системы. Растворы неэлектролитов и электролитов.	8		16
9.	Окислительно-восстановительные процессы. Электролиз. Гальванический элемент. Коррозия металлов.	6		12
10.	Комплексные соединения. Их роль в биологии.	4		4
11.	Коллоидно-дисперсные системы.	4		4
	Итого	54		54

4.2. Содержание разделов дисциплины.

1. *Основные химические понятия и законы химии.* Химия – одна из естественных наук, представляющая систему отдельных химических дисциплин. Объект изучения химии. Фундаментальные теории и законы химии. Атомно-молекулярная теория. Законы сохранения материи, массы, энергии и заряда. Периодический закон. Основные понятия химии. Моль – единица количества вещества. Относительная атомная и молекулярная массы. Атомная единица массы. Молярная масса. Понятие эквивалента в кислотно-основных и окислительно-восстановительных реакциях. Законы стехиометрии. Закон постоянства состава. Закон эквивалентных отношений. Закон простых кратных отношений. Закон постоянства свойств. Газовые законы. Понятие идеального газа. Закон объемных отношений. Закон Авогадро. Число Авогадро. Молярный объем. Закон Бойля-Мариотта. Закон Гей-Люссака. Закон Шарля.

Уравнение объединенного газового закона. Закон Дальтона. Парциальное давление газа. Уравнение состояния идеального газа - уравнение Менделеева - Клапейрона. Химический элемент. Простое вещество. Аллотропия.

2. *Классификация и номенклатура неорганических веществ.* Классификация сложных веществ по составу. Бинарные соединения. Гидриды, оксиды, пероксиды, карбиды, халькогениды, галогениды. Номенклатура бинарных соединений. Основания. Одно- и многокислотные основания. Щелочи. Номенклатура оснований. Кислоты бескислородные и кислородсодержащие. Одно- и многоосновные кислоты. Номенклатура кислот. Соли: средние, кислые (гидросоли), основные (гидроксо- и оксосоли). Номенклатура солей.

3. *Электронное строение атома.* Развитие представлений о строении атома. Модели строения атома. Модель Резерфорда, ее недостатки. Модель Бора, ее достоинства и недостатки. Атомные спектры. Квантовый характер излучения и поглощения энергии. Корпускулярно-волновая двойственность. Соотношение Луи де Бройля. Принцип неопределенности Гейзенберга. Принципы описания квантовых систем. Волновая функция. Уравнение Шредингера. Понятие о квантовых числах. Радиальная и орбитальная составляющие волновой функции; s, p, d, f-орбитали. Энергетические уровни. Порядок заполнения электронами атомных орбиталей. Принцип наименьшей энергии. Принцип Паули. Правило Хунда. Водородоподобный атом. Энергетические диаграммы многоэлектронных атомов. Строение атомного ядра. Основные характеристики элементарных частиц, входящих в состав ядра. Массовое число. Изотопы, изобары, изотоны. Радиоактивность. Ядерные реакции. Естественная радиоактивность. Период полураспада. Искусственная радиоактивность. Деление ядер атомов. Термоядерные реакции. Биологическое действие радионуклидов. Применение радиоактивных изотопов.

4. *Периодический закон как основа химической систематики. Периодическая система Д.И.Менделеева.* Этапы развития Периодического закона. Структура периодической системы. Группы и подгруппы, периоды. Переходные металлы. Горизонтальная и диагональная аналогия. Периодичность свойств химических элементов. Энергии ионизации атомов. Сродство атома к электрону. Электроотрицательность атома. Атомные и ионные радиусы.

5. *Химическая связь и межмолекулярное взаимодействие.* Развитие представлений о валентности и химической связи. Энергетические и геометрические параметры химической связи. Энергия связи. Энергия связи в рядах однотипных соединений. Длина связи, углы между связями. Ковалентная связь. Основные положения метода валентных связей (МВС). Насыщаемость ковалентной связи. Валентность. Донорно-акцепторный механизм образования связи. Направленность ковалентной связи, σ -, π - и δ -связи. Модель гибридизации атомных орбиталей. Основные типы гибридизации (sp , sp^2 , sp^3), пространственная конфигурация молекул и ионов. Кратность связи. Делокализованная π -связь. Полярность и поляризуемость связи. Диполи. Длина диполя. Электрический момент диполя. Основные положения метода молекулярных орбиталей (МО ЛКАО). Молекулярные орбитали: связывающие, разрыхляющие и несвязывающие. Энергетические диаграммы двухатомных гомоядерных молекул 1-го и 2-го периодов. Ионная связь. Ненаправленность и ненасыщаемость ионной связи. Структура ионных соединений. Металлическая связь. Представление о зонной теории. Металлы, полупроводники, изоляторы. Межмолекулярное взаимодействие. Ориентационное, индукционное, дисперсионное взаимодействие. Водородная связь. Прочность водородной связи. Распространенность водородной связи и ее роль в химии неорганических и органических веществ. Различия в физических свойствах веществ с ионной, ковалентной связью (температура кипения, плавления, величина растворимости в полярных и неполярных растворителях).

6. *Энергетика химических процессов. Химическая термодинамика в приложении к биологическим системам. Химическое равновесие.* Основные понятия и определения химической термодинамики. Типы систем. Самопроизвольные и несамопроизвольные процессы. Определение процессов в зависимости от условий: изотермические, изобарные, изохорные, адиабатные. Закон сохранения энергии. Внутренняя энергия системы и ее изменение при химиче-

ских и фазовых превращениях. Формы обмена энергией системы с окружающей средой. Теплота и работа. Первый закон термодинамики. Энтальпия образования химических соединений. Экзотермические и эндотермические химические реакции. Стандартное состояние. Стандартные энтальпии образования. Термохимия. Закон Гесса. Применение закона Гесса к расчету тепловых эффектов химических процессов. Следствия, вытекающие из закона Гесса. Расчет теплового эффекта реакции по энтальпиям образования исходных веществ и продуктов реакции, а также по энтальпиям сгорания участников реакции. Энтропия. Свободная энергия Гиббса. Направление химических процессов. Состояние динамического химического равновесия. Константа химического равновесия как мера глубины протекания процессов. Факторы, влияющие на константу химического равновесия. Принцип Ле Шателье. Гетерогенные равновесия. Фазовые равновесия. Диаграмма состояния воды.

7. Скорость химических реакций. Основные понятия: химическая кинетика, формальная кинетика, гомогенная и гетерогенная химические реакции, исходные и промежуточные вещества, продукты реакции, простые и сложные химические реакции, обратимые и необратимые химические реакции. Скорость химической реакции. Истинная и средняя скорости. Основной закон химической кинетики – закон действующих масс. Константа скорости. Порядки реакции по реагирующим веществам, общий порядок реакции. Молекулярность. Факторы, влияющие на скорость химической реакции. Зависимость скорости реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа. Температурный коэффициент. Уравнение Аррениуса. Энергия активации. Предэкспоненциальный множитель. Энергетическая диаграмма. Сложные реакции. Явление катализа. Катализаторы. Гомогенный, гетерогенный и микрогетерогенный (ферментативный) катализ. Механизм действия катализатора в химических процессах. Роль катализа в осуществлении химических, нефтехимических и биохимических процессов.

8. Дисперсные системы. Растворы неэлектролитов и электролитов. Краткая характеристика дисперсных систем. Классификация дисперсных систем по характеру агрегатного состояния, по степени дисперсности частиц. Взвеси, коллоидные растворы, истинные растворы. Способы выражения состава раствора. Концентрация: молярная, моляльная, нормальная, массовая. Доля растворенного вещества: массовая, мольная, объемная. Растворимость твердых, жидких и газообразных веществ в жидкостях. Растворы неэлектролитов. Коллигативные свойства разбавленных растворов неэлектролитов: понижение давления насыщенного пара растворителя в присутствии в нем растворенного нелетучего вещества. Закон Рауля. Понижение температуры кристаллизации (замерзания) растворителя из растворов нелетучих веществ. Криоскопическая константа. Повышение температуры кипения растворов нелетучих веществ по сравнению с чистым растворителем. Эбулиоскопическая константа. Осмос. Осмотическое давление. Уравнение Вант-Гоффа. Роль осмоса в биологических системах. Изотонические растворы. Растворы электролитов. Ионизация и диссоциация веществ в растворе. Теория электролитической диссоциации Аррениуса. Степень и константа ионизации. Закон разбавления (разведения) Оствальда. Влияние температуры, разбавления раствора на степень ионизации. Отклонения свойств растворов электролитов от уравнения Вант-Гоффа и закона Рауля. Изотонический коэффициент (коэффициент Вант-Гоффа), его физический смысл. Сильные электролиты. Активность. Коэффициенты активности. Ионная сила раствора. Ионное произведение воды. Водородный показатель (рН). Понятие о буферных растворах. Буферные системы в живых организмах. Буферная емкость. Реакции нейтрализации и гидролиза. Константа и степень гидролиза. Примеры гидролиза солей. Влияние температуры, концентрации и рН растворов на процесс гидролиза солей. Роль гидролиза биоорганических соединений в процессах жизнедеятельности. Обменные реакции между ионами. Труднорастворимые вещества. Произведение растворимости. Растворение осадков. Современные представления о кислотах и основаниях.

9. Окислительно-восстановительные процессы. Электролиз. Гальванический элемент. Коррозия металлов. Основные понятия. Степень окисления. Вычисление степени окисления

элементов в соединениях. Окислительно-восстановительные реакции. Окислители и восстановители. Относительность этих понятий. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций. Метод электронного баланса. Метод полуреакций. Классификация окислительно-восстановительных реакций. Роль среды в окислительно-восстановительных реакциях. Стандартные электродные потенциалы. Уравнение Нернста для электродного равновесия. Ряд напряжений металлов. Водородный и кислородный электроды. Стандартный водородный электрод. Окислительно-восстановительные потенциалы. Направленность окислительно-восстановительных реакций. Электролиз как окислительно-восстановительный процесс. Законы Фарадея. Электролиз в расплавах и водных растворах электролитов. Химические источники тока. Гальванический элемент. Коррозия. Биокоррозия. Методы защиты металлов от коррозии.

10. Комплексные соединения. Их роль в биологии. Определение комплексных соединений. Внутренняя и внешняя сфера. Комплексообразователь, лиганды. Классификация лигандов. Номенклатура комплексных соединений. Классификация комплексов по характеру электрического заряда (катионные, анионные, нейтральные), по природе лиганда, по принадлежности к определенному классу неорганических веществ (кислоты, основания, соли). Описание комплексных соединений с позиций теории валентных связей. Описание комплексных соединений с позиций теории кристаллического поля. Октаэдрические и тетраэдрические комплексы. Изомерия комплексных соединений. Устойчивость комплексных соединений. Константы нестойкости и устойчивости.

11. Коллоидно-дисперсные системы. Методы получения коллоидных растворов. Молекулярно-кинетические свойства коллоидных растворов. Оптические свойства дисперсных систем. Электрические свойства дисперсных систем. Устойчивость и коагуляция коллоидных систем. Аэрозоли. Суспензии. Эмульсии. Растворы высокомолекулярных соединений. Значение коллоидных систем в биологии.

5. Лабораторный практикум

N	Раздел дисциплины	Наименование лабораторных работ
1	Основные химические понятия и законы химии.	Прямое определение эквивалентной массы. Определение эквивалентной массы магния методом вытеснения. Определение относительной молекулярной массы оксида углерода (IV). Определение относительной молекулярной массы кислорода. Получение хранение и собирание газов.
2	Энергетика химических процессов. Химическая термодинамика в приложении к биологическим системам. Химическое равновесие.	Определение теплоты нейтрализации сильного основания сильной кислотой. Термическое разложение хлорида аммония. Смещение химического равновесия при изменении концентраций реагирующих веществ. Влияние температуры на смещение химического равновесия.
3	Скорость химических реакций.	Влияние природы реагирующих веществ на скорость химической реакции. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ. Зависимость скорости реакции от температуры. Скорость гетерогенных химических реакций.
4	Дисперсные системы. Растворы неэлектролитов и электролитов.	Явления, наблюдаемые при растворении веществ. Определение растворимости со-

		ли. Зависимость растворимости солей от температуры. Кристаллогидраты. Растворимость воздуха в воде. Приготовление растворов из твердых и жидких веществ. Разбавление растворов. Электропроводность растворов кислот, щелочей и солей. Диссоциация солей. Сравнение химической активности сильных и слабых электролитов. Химическое равновесие в растворах электролитов. Ионные реакции в растворах электролитов. Реакции нейтрализации. Амфотерность. Образование труднорастворимых солей. Определение рН раствора. Реакция среды растворов солей при гидролизе. Влияние температуры на гидролиз солей.
5	Окислительно-восстановительные процессы. Электролиз. Гальванический элемент. Коррозия металлов.	Термическое разложение дихромата аммония. Сравнение химической активности хлора и иода. Взаимодействие растворов солей железа (III) и иодида натрия. Взаимодействие перманганата калия и сульфата железа (II). Восстановление перманганата калия в различных средах. Медно-цинковый гальванический элемент. Электролиз раствора сульфата меди.
6	Комплексные соединения. Их роль в биологии.	Образование и диссоциация комплексных соединений. Прочность и разрушение комплексных ионов.
7	Коллоидно-дисперсные системы.	Синтез гидрозоля гидроксида железа, изучение его коагуляции и стабилизации. Получение эмульсий и изучение их свойств. Исследование мицеллообразования в растворах ПАВ.

6. Учебно-методическое обеспечение дисциплины.

6.1. Рекомендуемая литература:

а) основная литература:

1. Ахметов, Н.С. Общая и неорганическая химия: учебник для вузов /Н.С. Ахметов.- Изд. 4-е, испр.- М.: Высшая школа, 2001.- 743 с.

2. Ахметов, Н.С. Общая и неорганическая химия: учебник для вузов /Н.С. Ахметов.- Изд. 4-е, испр.- М.: Высшая школа, 2002.- 743 с.

3. Ахметов, Н.С. Общая и неорганическая химия: учебник для вузов /Н.С. Ахметов.- Изд. 4-е, испр.- М.: Высшая школа, 2003.- 743 с.

б) дополнительная литература:

1. Неорганическая химия: В 3 т. Т.2. Химия непереходных элементов: учебник для студ. высш. учеб. заведений /А.А. Дроздов [и др.]; под ред. Ю.Д. Третьякова.- М.: Изд. центр «Академия», 2004.- 368 с.

2. Неорганическая химия: В 3 т. Т.3. Химия переходных элементов. Кн.1: учебник для студ. высш. учеб. заведений / А.А. Дроздов [и др.]; под ред. Ю.Д. Третьякова.- М.: Изд. центр «Академия», 2007.- 352 с.

3. Неорганическая химия: В 3 т. Т.3. Химия переходных элементов. Кн.2: учебник для студ. высш. учеб. заведений / А.А. Дроздов [и др.]; под ред. Ю.Д. Третьякова.- М.: Изд. центр «Академия», 2007.- 400 с.

4. Тамм, М.Е. Неорганическая химия: В 3 т. Т.1. Физико-химические основы неорганической химии: учебник для студ. высш. учеб. заведений /М.Е. Тамм, Ю.Д. Третьяков; под ред. Ю.Д. Третьякова.- М.: Изд. центр «Академия», 2004.- 240 с.

5. Хаускрофт, К. Современный курс общей химии. В 2-х т. Т. 1./ К. Хаускрофт, Э. Констебл; пер. с англ. - М.: Мир, 2002.-540 с.

6. Хаускрофт, К. Современный курс общей химии. В 2-х т. Т. 2./ К. Хаускрофт, Э. Констебл; пер. с англ. - М.: Мир, 2002.-528 с.

6.2. Средства обеспечения освоения дисциплины.

Контролирующая программа по общей и неорганической химии (электронный вариант).

7. Материально-техническое обеспечение дисциплины. Проведение лабораторных работ осуществляется в специализированной лаборатории «Общая и неорганическая химия».

8. Методические рекомендации по организации изучения дисциплины

8.1. Перечень примерных контрольных вопросов и заданий для самостоятельной работы

1. Закономерности количественного распространения элементов в земной коре.
2. Количественная интерпретация Периодической системы.
3. Применение радиоактивных изотопов.
4. Каталитические процессы в промышленности. Роль катализа в осуществлении химических, нефтехимических и биохимических процессов.
5. Роль осмоса в биологических системах.
6. Определение молекулярной массы растворенного вещества по понижению давления пара растворителя над раствором, по понижению температуры кристаллизации растворителя из раствора (криоскопия), по повышению температуры кипения раствора по сравнению с чистым растворителем (эбулиоскопия), по величине осмотического давления раствора.
7. Расчет растворимости из ПР и расчет ПР из растворимости. Растворение и образование осадков.
8. Расчеты рН (сильные кислоты и основания, протолиты средней силы, слабые протолиты).
9. Значение буферных систем в поддержании кислотно-основного равновесия организмов.
10. Понятие о теориях кислот и оснований по Аррениусу, Льюису, Бренстеду и Лоури. Амфолиты. Константа протолиза.
11. Методы защиты металлов от коррозии.
12. Аэрозоли. Суспензии. Эмульсии. Коллоидные ПАВ. Значение коллоидных систем в биологии.

8.2. Примерная тематика рефератов:

1. Происхождение элементов на Земле.
2. Сверхтяжелые радиоактивные элементы.
3. Основные направления «зеленой» химии.
4. Биотопливо – польза или вред.
5. Химические методы получения и стабилизации наночастиц.
6. Мир нанотехнологий.
7. Нанотехнология и сельское хозяйство.
8. Нанотехнология и проблемы окружающей среды.
9. Осмотическое давление в биологических системах.

10. Самопроизвольные изменения в биологических системах.
11. Живые системы и ΔG .
12. Окислительно-восстановительные процессы в биологических системах.
13. Ядерные реакции и их использование в биологических исследованиях.
14. Воздействие электромагнитного излучения на биологические объекты.
15. Фотохимические реакции.

8.3. Примерный перечень вопросов к экзамену

1. Основные понятия химии. Моль – единица количества вещества. Относительная атомная и молекулярная массы. Атомная единица массы. Молярная масса.
2. Понятие эквивалента в кислотно-основных и окислительно-восстановительных реакциях. Молярная масса эквивалента. Фактор эквивалентности.
3. Количественная информация химической символики. Эмпирическая и истинная формула соединения.
4. Закон постоянства состава. Постоянный и переменный состав. Закон эквивалентный отношений. Закон простых кратных отношений. Закон постоянства свойств.
5. Газовые законы. Понятие идеального газа. Закон объемных отношений. Закон Авогадро. Число Авогадро. Молярный объем.
6. Закон Бойля-Мариотта. Закон Гей-Люссака. Закон Шарля. Уравнение объединенного газового закона. Закон Дальтона. Парциальное давление газа. Уравнение состояния идеального газа.
7. Классификация сложных веществ по составу. Бинарные соединения. Гидриды, оксиды, пероксиды, карбиды, халькогениды, галогениды. Номенклатура бинарных соединений.
8. Основания. Одно- и многокислотные основания. Щелочи. Номенклатура оснований. Кислоты бескислородные и кислородсодержащие. Одно- и многоосновные кислоты. Номенклатура кислот. Соли: средние, кислые (гидросоли), основные (гидроксо- и оксосоли). Номенклатура солей.
9. Атомистическая теория Дальтона. Открытие катодных лучей. опыты Томсона и Милликена. Открытие Рентгена. Явление радиоактивности. опыты Резерфорда. Открытие Мозли.
10. Модели строения атома. Модель Резерфорда, ее недостатки.
11. Модели строения атома. Модель Бора, ее достоинства и недостатки.
12. Спектр атома водорода.
13. Квантовый характер излучения и поглощения энергии. Корпускулярно-волновая двойственность. Соотношение Луи де Бройля. Принцип неопределенности Гейзенберга.
14. Принципы описания квантовых систем. Волновая функция. Уравнение Шредингера. Понятие о квантовых числах, s, p, d, f-орбитали.
15. Энергетические уровни. Порядок заполнения электронами атомных орбиталей. Принцип наименьшей энергии. Принцип Паули. Правило Хунда. Правила Клечковского.
16. Строение атомного ядра. Основные характеристики элементарных частиц, входящих в состав ядра. Массовое число. Дефект массы. Изотопы, изобары, изотоны.
17. Радиоактивность. Естественная радиоактивность. Период полураспада. Искусственная радиоактивность. Деление ядер атомов. Термоядерные реакции.
18. Этапы развития Периодического закона. Структура периодической системы. Группы и подгруппы. Периоды.
19. Энергия ионизации атомов. Сродство атома к электрону. Электроотрицательность атома. Атомные и ионные радиусы.
20. Энергетические и геометрические параметры химической связи. Энергия связи. Энергия связи в рядах однотипных соединений. Длина связи, углы между связями.

21. Ковалентная связь. Основные положения метода валентных связей (МВС). Насыщаемость ковалентной связи. Направленность ковалентной связи, σ -, π - и δ -связи.
22. Модель гибридизации атомных орбиталей. Основные типы гибридизации (sp , sp^2 , sp^3), пространственная конфигурация молекул и ионов.
23. Кратность связи. Делокализованная π -связь. Полярность и поляризуемость связи. Диполи. Длина диполя. Электрический момент диполя.
24. Основные положения метода молекулярных орбиталей (МО ЛКАО). Энергетические диаграммы двухатомных гомоядерных молекул 1-го и 2-го периодов.
25. Ионная связь. Ненаправленность и ненасыщаемость ионной связи. Структура ионных соединений.
26. Металлическая связь. Представление о зонной теории. Металлы, полупроводники, изоляторы.
27. Межмолекулярное взаимодействие. Ориентационное, индукционное, дисперсионное взаимодействие.
28. Водородная связь. Прочность водородной связи. Распространенность водородной связи и ее роль в химии неорганических и органических веществ.
29. Основные понятия и определения химической термодинамики. Система. Типы систем: открытая, закрытая, изолированная, гомогенная, гетерогенная. Термодинамические параметры. Термодинамический процесс. Уравнение состояния. Самопроизвольные и несамопроизвольные процессы. Определение процессов в зависимости от условий: изотермические, изобарные, изохорные, адиабатные.
30. Закон сохранения энергии. Внутренняя энергия системы и ее изменение при химических и фазовых превращениях. Формы обмена энергией системы с окружающей средой. Теплота и работа.
31. Первый закон термодинамики. Энтальпия образования химических соединений. Стандартное состояние. Стандартные энтальпии образования. Термохимия. Экзотермические и эндотермические химические реакции. Закон Гесса.
32. Применение закона Гесса к расчету тепловых эффектов химических реакций. Следствия, вытекающие из закона Гесса. Расчет теплового эффекта реакции по энтальпиям образования исходных веществ и продуктов реакции, а также по энтальпиям сгорания участников реакции.
33. Энтропия. Свободная энергия Гиббса. Направление химических процессов.
34. Фазовые равновесия. Однокомпонентные гетерогенные системы. Диаграмма состояния воды.
35. Состояние динамического химического равновесия. Константа химического равновесия как мера глубины протекания процессов. Гетерогенные равновесия.
36. Факторы, влияющие на константу химического равновесия. Принцип Ле Шателье.
37. Скорость химической реакции. Истинная и средняя скорости.
38. Основной закон химической кинетики – закон действующих масс. Константа скорости.
39. Факторы, влияющие на скорость химической реакции. Зависимость скорости реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа. Температурный коэффициент.
40. Уравнение Аррениуса. Энергия активации. Предэкспоненциальный множитель. Энергетическая диаграмма. Понятие об активированном комплексе.
41. Явление катализа. Катализаторы. Гомогенный, гетерогенный и микрогетерогенный (ферментативный) катализ. Роль катализа в осуществлении химических, нефтехимических и биохимических процессов.
42. Явление катализа. Механизм действия катализатора в химических процессах. Избирательность и селективность катализатора. Каталитические яды.
43. Краткая характеристика дисперсных систем. Понятия дисперсный, дисперсность, дисперсная система. Классификация дисперсных систем по характеру агрегатного со-

- стояния, по степени дисперсности частиц. Взвеси, коллоидные растворы, истинные растворы. Растворимость. Насыщенные и пересыщенные растворы.
44. Способы выражения состава раствора. Концентрация: молярная, моляльная, нормальная, массовая. Доля растворенного вещества: массовая, молярная, объемная.
 45. Термодинамика процесса растворения веществ. Растворимость твердых, жидких и газообразных веществ в жидкостях.
 46. Понижение давления насыщенного пара растворителя в присутствии в нем растворенного нелетучего вещества. Закон Рауля.
 47. Понижение температуры кристаллизации (замерзания) растворителя из растворов нелетучих веществ. Криоскопическая константа.
 48. Повышение температуры кипения растворов нелетучих веществ по сравнению с чистым растворителем. Эбулиоскопическая константа.
 49. Осмос. Осмотическое давление. Уравнение Вант-Гоффа. Роль осмоса в биологических системах. Изотонические растворы.
 50. Определение молекулярной массы растворенного вещества по понижению температуры кристаллизации растворителя из раствора (криоскопия), по повышению температуры кипения раствора по сравнению с чистым растворителем (эбулиоскопия), по величине осмотического давления раствора.
 51. Растворы электролитов. Ионизация и диссоциация веществ в растворе. Теория электролитической диссоциации Аррениуса. Степень и константа ионизации. Закон разбавления (разведения) Оствальда. Влияние температуры, разбавления раствора на степень ионизации.
 52. Отклонения свойств растворов электролитов от уравнения Вант-Гоффа и закона Рауля. Изотонический коэффициент (коэффициент Вант-Гоффа), его физический смысл.
 53. Сильные электролиты. Активность. Коэффициенты активности. Ионная сила раствора.
 54. Ионное произведение воды. Водородный показатель (рН). Кислотно-основные индикаторы. Расчеты рН (сильные кислоты и основания, протолиты средней силы, слабые протолиты).
 55. Реакции нейтрализации и гидролиза. Степень и константа гидролиза. Примеры гидролиза солей. Влияние температуры, концентрации и рН растворов на процесс гидролиза солей.
 56. Обменные реакции между ионами. Труднорастворимые вещества. Произведение растворимости.
 57. Понятие о теориях кислот и оснований по Аррениусу, Льюису, Бренстеду и Лоури. Амфолиты.
 58. Степень окисления. Вычисление степени окисления элементов в соединениях. Окислительно-восстановительные реакции. Окислители и восстановители. Относительность этих понятий. Процессы окисления и восстановления.
 59. Классификация окислительно-восстановительных реакций: межмолекулярного окисления-восстановления, внутримолекулярного окисления-восстановления, диспропорционирования (самоокисления-самовосстановления) и репропорционирования (конпропорционирования). Роль среды в окислительно-восстановительных реакциях.
 60. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций. Метод полуреакций.
 61. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций. Метод электронного баланса.
 62. Возникновение скачка потенциала на границе электрод-раствор. Стандартные электродные потенциалы. Уравнение Нернста для электродного равновесия. Ряд напряжений металлов.
 63. Стандартный водородный электрод. Окислительно-восстановительные потенциалы. Направленность окислительно-восстановительных реакций.

64. Химические источники тока. Гальванические элементы. Аккумуляторы.
65. Электролиз как окислительно-восстановительный процесс. Законы Фарадея. Электролиз в расплавах и водных растворах электролитов.
66. Коррозия. Химическая и электрохимическая коррозия. Биокоррозия. Методы защиты металлов от коррозии.
67. Определение комплексных соединений. Внутренняя и внешняя сфера. Комплексообразователь, лиганды. Классификация лигандов.
68. Номенклатура комплексных соединений.
69. Классификация комплексов по характеру электрического заряда (катионные, анионные, нейтральные), по природе лиганда, по принадлежности к определенному классу неорганических веществ (кислоты, основания, соли).
70. Описание комплексных соединений с позиций теории кристаллического поля. Октаэдрические и тетраэдрические комплексы.
71. Комплексные соединения. Описание комплексных соединений с позиций теории валентных связей.
72. Методы получения коллоидных растворов. Значение коллоидных систем в биологии.
73. Молекулярно-кинетические свойства коллоидных растворов.
74. Оптические свойства дисперсных систем.
75. Электрические свойства дисперсных систем.
76. Устойчивость и коагуляция коллоидных систем.

Программа составлена в соответствии с государственным образовательным стандартом высшего профессионального образования по направлению подготовки (специальности): 032400. – биология

(указывается номер и наименование направления подготовки (специальности))

Программу составили:

Ковалева Светлана Владимировна, д.х.н., профессор



Программа утверждена на заседании кафедры неорганической химии ТГПУ протокол № 1 от «29» 08 2008 г.

Заведующий кафедрой неорганической химии



С.В. Ковалева

Рабочая программа одобрена методической комиссией БХФ ТГПУ

«1» 09 2008 г.

Председатель методической комиссии БХФ



И.А. Шабанова

Согласовано:

Декан БХФ



А.С. Минич