

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

Утверждаю  
Проректор по учебной работе (Декан)

«\_\_» \_\_\_\_\_ 2010 года

ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ

ЕН.Ф.04.1  
ОБЩАЯ ХИМИЯ

### 1. Цели и задачи дисциплины:

**Цель:** получение студентами основ теоретических знаний по ключевым разделам общей химии и приобретение навыков выполнения лабораторных работ, необходимых для осуществления профессиональной деятельности.

#### **Задачи:**

1. показать место общей химии в системе естественных наук,
2. дать представление об основных разделах общей химии, 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,
3. дать представление о современном состоянии и путях развития общей химии, о ее роли в изучении свойств элементов и их соединений.

### 2. Требования к уровню освоения содержания дисциплины.

*2.1. Приобретение студентами знаний по следующим ключевым вопросам:*

- основные понятия и законы общей химии,
- строение атомов и молекул, основные квантово-механические 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,
- основы электрохимии и ее использование в неорганической химии,
- основные методы изучения структуры и свойств неорганических веществ,
- основные положения техники безопасности при работе с неорганическими веществами,

*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 организовать демонстрационный эксперимент,
- умение производить физико-химические расчеты, используя законы химии.

### 3. Объем дисциплины и виды учебной работы:

Вид учебной работы	Всего часов	Семестры
		1
Общая трудоемкость дисциплины	180	180
Аудиторные занятия	108	108
Лекции	72	72
Практические занятия (ПЗ)		
Семинары (С)		
Лабораторные работы (ЛР)	36	36
И (или) другие виды аудиторных занятий		
Самостоятельная работа	72	72
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
<b>1 семестр</b>				
1	Основные понятия и теоретические представления в химии.	4		4
2	Вещества в идеальном газовом состоянии.	2		4
3	Классификация и номенклатура неорганических веществ.	4		
4	Строение вещества: строение атомов.	8		
5	Периодический закон как основа химической систематики. Периодическая система Д.И.Менделеева. Свойства элементов.	6		
6	Строение вещества: молекулы, вещества в конденсированном состоянии. Невалентные взаимодействия. Зависимость свойств веществ от химического строения. Физико-химические методы исследования строения и реакционной способности соединений.	8		
7	Элементы химической термодинамики. Химическое равновесие.	8		4
8	Представления о кинетике и механизмах химических реакций. Термодинамическая и кинетическая устойчивость соединений.	4		4
9	Растворы. Свойства растворов.	12		8
10	Окислительно-восстановительные реакции. Электролиз. Химические источники тока. Коррозия металлов.	8		8
11	Комплексные соединения.	8		4
Всего за 1 семестр:		72		36

##### 4.2. Содержание разделов дисциплины:

###### ОБЩАЯ ХИМИЯ (1 семестр)

4.2.1. *Основные понятия и теоретические представления в химии.* Объект изучения химии. Основные понятия химии: атомы, молекулы, химические элементы, простые и сложные вещества, моль, относительные атомная и молекулярная массы, атомная единица массы, молярная масса, эквивалент. Законы стехиометрии. Закон постоянства состава. Закон постоянства свойств. Закон эквивалентных отношений. Закон простых кратных отношений. Законы сохранения материи, массы, энергии и заряда. Типы химических реакций.

4.2.2. *Вещества в идеальном газовом состоянии.* 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.

4.2.3. *Классификация и номенклатура неорганических соединений.* Классификация сложных веществ. 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.

4.2.4. *Строение вещества: строение атомов.* Развитие представлений о строении атома. Атомистическая теория Дальтона. Открытие катодных лучей. Опыты Томсона и Милликена. Открытие Рентгена. Явление радиоактивности. Опыты Резерфорда. Открытие Мозли. 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. 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. Правила Клечковского. Водородоподобный атом. Энергетические диаграммы многоэлектронных атомов. Заряд ядра атома. Экранирование заряда ядра электронами. Строение атомного ядра. Основные характеристики элементарных частиц, входящих в состав ядра. Массовое число. Дефект массы. Изотопы, изобары, изотоны. Радиоактивность. Ядерные реакции. Естественная радиоактивность. Период полураспада. Искусственная радиоактивность. Деление ядер атомов. Применение радиоактивных изотопов. Термоядерные реакции. Синтез новых элементов.

4.2.5. *Периодический закон как основа химической систематики. Периодическая система Д.И. Менделеева.* Структура периодической системы. Этапы развития Периодического закона. Групповая и типовая аналогия. Группы и подгруппы. Электронная аналогия. Кайносимметрия. Переходные металлы. Контракционная аналогия. Вторичная и внутренняя периодичность. Горизонтальная и диагональная аналогия. Энергия ионизации атомов. Энергия сродства атома к электрону. Электроотрицательность атома. Атомные и ионные радиусы. Орбитальные радиусы.

4.2.6. *Строение вещества: молекулы, вещества в конденсированном состоянии. Невалентные взаимодействия. Зависимость свойств веществ от химического строения. Физико-химические методы исследования строения и реакционной способности соединений.* Энергетические и геометрические параметры химической связи. Энергия связи. Энергия связи в рядах одготипных соединений. Длина связи, углы между связями. Ковалентная связь. Теория валентных связей. Основные положения метода валентных связей (МВС). Насыщаемость ковалентной связи. Валентность. Донорно-акцепторный механизм образования связи. Направленность ковалентной связи,  $\sigma$ -,  $\pi$ - и  $\delta$ -связи. Модель гибридизации атомных орбиталей. Основные типы гибридизации ( $sp$ ,  $sp^2$ ,  $sp^3$ ,  $sp^2d$ ,  $sp^3d$ ,  $sp^3d^2$ ), пространственная конфигурация молекул и ионов. Влияние несвязывающей электронной пары центрального атома на строение молекул. Кратность связи. Делокализованная  $\pi$ -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. Энергия, длина и порядок связи двухатомных гомоядерных молекул и ионов элементов 2-го периода. Двухатомные гетероядерные молекулы. Ионная связь. Ненаправленность и ненасыщаемость ионной связи. Структура ионных соединений. Металлическая связь. Представление о зонной теории. Металлы, полупроводники, изоляторы. Водородная связь. Прочность водородной связи. Межмолекулярное взаимодействие. Ориентационное (диполь-дипольное), индукционное, дисперсионное взаимодействие. Зависимость свойств веществ от химического строения.

4.2.7. *Элементы химической термодинамики. Химическое равновесие.* Основные понятия. Система, типы систем: открытая, закрытая, изолированная, гомогенная, гетерогенная. Состояние системы. Термодинамические параметры. Термодинамический процесс. Уравнение состояния. Самопроизвольные и несамопроизвольные процессы.

Определение процессов в зависимости от условий: изотермические, изобарные, изохорные, адиабатные. Закон сохранения энергии. Внутренняя энергия системы и ее изменение при химических и фазовых превращениях. Формы обмена энергией системы с окружающей средой. Теплота и работа. Первый закон термодинамики. Стандартное состояние. Стандартные энтальпии образования. Термохимия. Экзотермические и эндотермические химические реакции. Закон Гесса. Применение закона Гесса к расчету тепловых эффектов химических реакций. Следствия, вытекающие из закона Гесса. Энтропия. Свободная энергия Гиббса. Направление химических процессов. Состояние динамического химического равновесия. Константа химического равновесия. Физический смысл константы химического равновесия. Взаимосвязь констант равновесия  $K_p$ ,  $K_c$ ,  $K_x$ . Факторы, влияющие на константу химического равновесия. Принцип Ле Шателье. Гетерогенные равновесия. Фазовые равновесия. Основные понятия. Фаза, конденсированные фазы, компоненты системы, гомогенные и гетерогенные системы. Однокомпонентные гетерогенные системы. Диаграмма состояния воды.

4.2.8. *Представления о кинетике и механизмах химических реакций. Термодинамическая и кинетическая устойчивость соединений.* Основные понятия: химическая кинетика, формальная кинетика, гомогенная и гетерогенная химические 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 (действительная и кажущаяся). Предэкспоненциальный множитель. Энергетическая диаграмма. Явление катализа. Катализаторы. Гомогенный, гетерогенный и микрогетерогенный (ферментативный) катализ. Избирательность катализатора. Каталитические яды. Механизм действия катализатора в химических процессах. Каталитические процессы в промышленности. Роль катализа в осуществлении химических, нефтехимических и биохимических процессов.

4.2.9. *Растворы. Свойства растворов.* Краткая характеристика дисперсных систем. Понятия: дисперсный, дисперсность, дисперсная система. Классификация дисперсных систем по характеру агрегатного состояния, по степени дисперсности частиц. Взвеси, коллоидные растворы, истинные растворы. Растворимость. Насыщенные и пересыщенные растворы. Способы выражения состава раствора. Концентрация: молярная, моляльная, нормальная. Доля растворенного вещества: массовая, мольная, объемная. Физическая и физико-химическая теории растворов. Термодинамика процесса растворения веществ. Растворимость твердых и газообразных веществ в жидкостях. Зависимость растворимости газа от температуры и давления. Закон Генри. Влияние температуры на растворимость жидкостей и твердых веществ. Растворы неэлектролитов. Идеальные растворы. 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 постоянная. Повышение температуры кипения растворов нелетучих веществ по сравнению с чистым растворителем. Эбулиоскопическая постоянная. 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). Кислотно-основные индикаторы. Расчеты рН. Понятие о буферных растворах. Буферная емкость. Значение буферных систем в поддержании кислотно-основного равновесия организмов. Гетерогенное равновесие «осадок-раствор». Произведение растворимости (ПР). Реакции нейтрализации и гидролиза. Степень гидролиза. Примеры гидролиза солей. Влияние температуры, концентрации и рН растворов на процесс гидролиза солей. Современные представления о кислотах и основаниях. Протолитические равновесия в водных и неводных растворах.

4.2.10. *Окислительно-восстановительные реакции. Электролиз. Химические источники тока. Коррозия металлов.* Основные понятия. Степень окисления. Вычисление степени окисления элементов в соединениях. Окислительно-восстановительные реакции. Окислители и восстановители. Окислительно-восстановительная двойственность. Процессы окисления и восстановления. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций. Метод электронного баланса. Метод полуреакций. Классификация окислительно-восстановительных реакций: межмолекулярного окисления-восстановления, внутримолекулярного окисления-восстановления, диспропорционирования (самоокисления-самовосстановления) и репропорционирования (конпропорционирования). Роль среды в окислительно-восстановительных реакциях. Возникновение скачка потенциала на границе электрод-раствор. Стандартные электродные потенциалы. Уравнение Нернста для электродного равновесия. Электроды 1 рода. Ряд напряжений металлов. Водородный и кислородный электроды. Стандартный водородный электрод. Окислительно-восстановительные потенциалы. Направленность окислительно-восстановительных реакций. Электролиз. Законы Фарадея. Электролиз в расплавах и водных растворах электролитов. Химические источники тока. Гальванические элементы. Аккумуляторы. Коррозия. Химическая и электрохимическая коррозия. Методы защиты металлов от коррозии.

4.2.11. *Комплексные соединения.* 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). Изомерия комплексных соединений. Устойчивость комплексных соединений. Константы нестойкости и устойчивости. Строение комплексных соединений. Теория валентных связей. Теория кристаллического поля. Октаэдрические и тетраэдрические комплексы. Окраска комплексов.

## 5. Лабораторный практикум:

№ п/п	№ раздела дисциплины	Наименование лабораторных работ
<b>1 семестр</b>		
1	4.2.1	Химическая посуда. Прямое определение эквивалентной массы. Определение эквивалентной массы магния методом вытеснения. Определение относительной молекулярной массы оксида углерода (IV). Определение относительной молекулярной массы кислорода.
2	4.2.2	Основные приемы работы с газами. Получение хранение и собирание газов.
3	4.2.7	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
4	4.2.8	Влияние природы реагирующих веществ на скорость химической реакции. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ. Зависимость скорости реакции от температуры. Скорость гетерогенных химических реакций.

5	4.2.9	Явления, наблюдаемые при растворении веществ. Определение растворимости соли. 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.
6	4.2.10	Термическое разложение дихромата аммония. Сравнение химической активности хлора и иода. Взаимодействие растворов солей железа (III) и иодида натрия. Взаимодействие раствора перманганата калия и сульфата железа (II). Восстановление перманганата калия в различных средах. Окислительно-восстановительная двойственность пероксида водорода. Электролиз раствора сульфата меди. Медно-цинковый гальванический элемент.
8	4.2.11	Образование и ионизация комплексных соединений. Прочность и разрушение комплексных ионов.

## 6. Учебно-методическое обеспечение дисциплины.

### 6.1. Рекомендуемая литература:

#### а) основная литература:

1. Глинка, Н. Л. Задачи и упражнения по общей химии : учебное пособие для вузов / Н. Л. Глинка; под ред. В. А. Рабинович, Х. М. Рубина. - Изд. 22-е, испр. - М. : Интеграл-пресс, 2002. - 240 с.
2. Угай, Я. А. Общая и неорганическая химия : учебник для вузов / Я. А. Угай. - Изд. 2-е, испр. - М. : Высшая школа, 2000. - 526 с.
3. Угай, Я. А. Общая и неорганическая химия : учебник для вузов / Я. А. Угай. - Изд. 3-е, испр. - М. : Высшая школа, 2002. - 527 с.
4. Угай, Я. А. Общая и неорганическая химия : учебник для вузов / Я. А. Угай. - Изд. 4-е. - М. : Высшая школа, 2002. - 526 с.

#### б) дополнительная 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.
4. Ковалева, С. В. Общая и неорганическая химия. Основные законы и терминология количественных соотношений в химии : учебное пособие / С. В. Ковалева, В. П. Гладышев. - Томск : издательство ТГПУ, 2006. - 54 с.
5. 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.
6. Хаускрофт, К. Современный курс общей химии. В 2-х т. Т. 1. / К. Хаускрофт, Э. Констебл; пер. с англ. - М. : Мир, 2002. - 540 с.
7. 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 «Большая химическая лаборатория».

## **8. Методические рекомендации по организации изучения дисциплины:**

### **8.1. Методические рекомендации преподавателю:**

Общую химию студенты изучают в первом семестре. Теоретические знания, полученные из курса лекций, закрепляются на лабораторных занятиях. На лабораторных занятиях вырабатываются навыки обращения со стеклянной и кварцевой посудой, простейшими измерительными приборами, приобретает умение собирать установки для проведения лабораторных работ по общей химии. Промежуточные срезы знаний проводятся после изучения основных тем курса. В первом семестре: основные понятия и законы химии, строение атома, Периодический закон и периодическая система химических элементов, химическая связь, химическая термодинамика, химическое равновесие, химическая кинетика и механизмы химических реакций, растворы неэлектролитов и электролитов, окислительно-восстановительные реакции, гальванические элементы, аккумуляторы, электролиз, комплексные соединения. Промежуточный срез знаний проводится посредством сдачи коллоквиумов, вопросы к которым сообщаются заранее, письменно (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 ТГПУ. 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 индивидуальные задания, включающие теоретические вопросы и задачи, разработанные преподавателями по всем изучаемым темам курса. Семестр заканчивается итоговым экзаменом.

### **8.2. Методические указания для студентов:**

#### **8.2.1. Перечень примерных контрольных вопросов и заданий для самостоятельной работы:**

##### **1 семестр**

1. Закономерности количественного распространения элементов в земной коре.
  1. Количественная интерпретация Периодической системы.
  2. Искусственная радиоактивность.
  3. Термоядерные реакции.
  4. Применение радиоактивных изотопов.
  5. Молярная и удельная теплоемкости.
  6. Каталитические процессы в промышленности. Роль катализа в осуществлении химических, нефтехимических и биохимических процессов.
  7. Роль осмоса в биологических системах.
  8. 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.
  9. Роль гидролиза биоорганических соединений в процессах жизнедеятельности.
  10. Расчет растворимости из ПР и расчет ПР из растворимости. Растворение и образование осадков.



11. Расчеты рН (сильные кислоты и основания, протолизы средней силы, слабые протолизы).
12. Значение буферных систем в поддержании кислотно-основного равновесия организмов.
13. Понятие о теориях кислот и оснований по Аррениусу, Льюису, Бренстеду и Лоури. Амфолиты. Константа протолиза.
14. Ряд напряжений металлов.
15. Методы защиты металлов от коррозии.
16. Биокоррозия.

### **8.2.2. Примерная тематика рефератов, курсовых работ:**

1. Химия планет Солнечной системы.
2. Структура Земли и содержание элементов в основных ее частях.
3. Типы метеоритов и их химический состав.
4. Происхождение элементов на Земле.
5. Сверхтяжелые радиоактивные элементы.
6. Основные направления «зеленой» химии.
7. Химические методы получения и стабилизации наночастиц.
8. Химические нанореакторы.
9. Углеродные нанотрубки.
10. Химические реакции с участием наночастиц.
11. Водородная связь.
12. Химическая связь в многоатомных молекулах.
13. Теория валентных связей и гибридизация.
14. Типы кристаллических решеток.
15. Энергия кристаллической решетки.
16. Использование цикла Борна-Габера в термодинамических расчетах.
17. Катализ и автокатализ.
18. Радикальные цепные реакции.
19. Фотохимические реакции.
20. Автоколебательные реакции.

### **8.2.3. Примерный перечень вопросов к экзамену:**

1. Основные понятия химии. Метрическая система единиц. 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. Законы стехиометрии. Основные понятия. Стехиометрия. 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 Менделеева-Клапейрона.
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. Атомные спектры. Квантовый характер излучения и поглощения энергии. Корпускулярно-волновая двойственность. Соотношение Луи де Бройля. Принцип неопределенности Гейзенберга.
  13. Принципы описания квантовых систем. Волновая функция. Уравнение Шредингера. Понятие о квантовых числах. Радиальная и орбитальная составляющие волновой функции; s, p, d, f-орбитали.
  14. Энергетические уровни. Порядок заполнения электронами атомных орбиталей. Принцип наименьшей энергии. Принцип Паули. Правило Хунда. Правила Клечковского.
  15. Строение атомного ядра. Основные характеристики элементарных частиц, входящих в состав ядра. Массовое число. Дефект массы. Изотопы, изобары, изотоны.
  16. Радиоактивность. Ядерные реакции. Естественная радиоактивность. Период полураспада. Искусственная радиоактивность. Деление ядер атомов. Применение радиоактивных изотопов. Термоядерные реакции.
  17. Структура периодической системы. Этапы развития Периодического закона. Групповая и типовая аналогия. Группы и подгруппы. Периоды. Электронная аналогия. Кайносимметрия.
  18. Энергия ионизации атомов. Сродство атома к электрону. Электроотрицательность атома. Атомные и ионные радиусы.
  19. Энергетические и геометрические параметры химической связи. Энергия связи. Энергия связи в рядах одготипных соединений. Длина связи, углы между связями.
  20. Ковалентная связь. Теория валентных связей. Основные положения метода валентных связей (МВС). Насыщаемость ковалентной связи. Направленность ковалентной связи,  $\sigma$ -,  $\pi$ - и  $\delta$ -связи.
  21. Модель гибридизации атомных орбиталей. Основные типы гибридизации ( $sp$ ,  $sp^2$ ,  $sp^3$ ,  $sp^3d$ ,  $sp^3d^2$ ,  $dsp^2$ ), пространственная конфигурация молекул и ионов.
  22. Кратность связи. Делокализованная  $\pi$ -связь. Полярность и поляризуемость связи. Диполи. Длина диполя. Электрический момент диполя.
  23. Основные положения метода молекулярных орбиталей (МО ЛКАО). Молекулярные орбитали: связывающие, разрыхляющие и несвязывающие. Энергетические диаграммы двухатомных гомоядерных молекул 1-го и 2-го периодов. Энергия, длина и порядок связи двухатомных гомоядерных молекул и ионов элементов 2-го периода.
  24. Ионная связь. Ненаправленность и ненасыщаемость ионной связи. Структура ионных соединений. Металлическая связь. Представление о зонной теории. Металлы, полупроводники, изоляторы.
  25. Межмолекулярное взаимодействие. Электростатическое взаимодействие молекул. Ориентационное, индукционное, дисперсионное взаимодействие. Водородная связь. Прочность водородной связи. Распространенность водородной связи и ее роль в химии неорганических и органических веществ.
  26. Основные понятия и определения химической термодинамики. Система. Типы систем: открытая, закрытая, изолированная, гомогенная, гетерогенная. Состояние системы. Термодинамические параметры. Термодинамический процесс. Уравнение состояния. Самопроизвольные и несамопроизвольные процессы. Определение процессов в зависимости от условий: изотермические, изобарные, изохорные, адиабатные.

27. Закон сохранения энергии. Внутренняя энергия системы и ее изменение при химических и фазовых превращениях. Формы обмена энергией системы с окружающей средой. Теплота и работа.
28. Первый закон термодинамики. Энтальпия образования химических соединений. Стандартное состояние. Стандартные энтальпии образования. Термохимия. Экзотермические и эндотермические химические реакции. Закон Гесса.
29. Применение закона Гесса к расчету тепловых эффектов химических реакций. Следствия, вытекающие из закона Гесса. Расчет теплового эффекта реакции по теплотам образования исходных веществ и продуктов реакции, а также по теплотам сгорания участников реакции.
30. Второй закон термодинамики. Энтропия. Свободная энергия Гиббса. Направление химических процессов.
31. Фазовые равновесия. Основные понятия. Фаза, конденсированные фазы, компоненты системы, гомогенные и гетерогенные системы. Однокомпонентные гетерогенные системы. Диаграмма состояния воды.
32. Состояние динамического химического равновесия. Константа химического равновесия как мера глубины протекания процессов. Взаимосвязь констант равновесия  $K_p$ ,  $K_c$ ,  $K_x$ , Гетерогенные равновесия.
33. Факторы, влияющие на константу химического равновесия. Принцип Ле Шателье.
34. 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.
35. Основной закон химической кинетики – закон действующих масс. Константа скорости. Порядки реакции по реагирующим веществам, общий порядок реакции. Молекулярность.
36. Факторы, влияющие на скорость химической реакции. Зависимость скорости реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа. Температурный коэффициент.
37. Уравнение Аррениуса. Энергия активации (действительная и кажущаяся). Предэкспоненциальный множитель. Энергетическая диаграмма. Понятие об активированном комплексе.
38. Явление катализа. Катализаторы. Гомогенный, гетерогенный и микрогетерогенный (ферментативный) катализ. Каталитические процессы в промышленности.
39. Явление катализа. Механизм действия катализатора в химических процессах. Избирательность и селективность катализатора. Каталитические яды.
40. Краткая характеристика дисперсных систем. Понятия дисперсный, дисперсность, дисперсная система. Классификация дисперсных систем по характеру агрегатного состояния, по степени дисперсности частиц. Взвеси, коллоидные растворы, истинные растворы. Растворимость. Насыщенные и пересыщенные растворы.
41. Способы выражения состава раствора. Концентрация: молярная, моляльная, нормальная, массовая. Доля растворенного вещества: массовая, мольная, объемная.
42. Физическая и физико-химическая теории растворов. Термодинамика процесса растворения веществ. Растворимость твердых и газообразных веществ в жидкостях. Зависимость растворимости газа от температуры и давления. Закон Генри. Влияние температуры на растворимость жидкостей и твердых веществ.
43. Растворы неэлектролитов. Коллигативные свойства разбавленных растворов неэлектролитов. Понижение давления насыщенного пара растворителя в присутствии в нем растворенного нелетучего вещества. Закон Рауля.
44. Растворы неэлектролитов. Коллигативные свойства разбавленных растворов неэлектролитов. Понижение температуры кристаллизации (замерзания) растворителя из растворов нелетучих веществ. Криоскопическая константа.

45. Растворы неэлектролитов. Коллигативные свойства разбавленных растворов неэлектролитов. Повышение температуры кипения растворов нелетучих веществ по сравнению с чистым растворителем. Эбулиоскопическая константа.
46. Осмос. Осмотическое давление. Уравнение Вант-Гоффа. Роль осмоса в биологических системах. Изотонические растворы.
47. 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.
48. 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.
49. Отклонения свойств растворов электролитов от уравнения Вант-Гоффа и закона Рауля. Изотонический коэффициент (коэффициент Вант-Гоффа), его физический смысл.
50. Сильные электролиты. Активность. Коэффициенты активности. Ионная сила раствора.
51. Ионное произведение воды. Водородный показатель (рН). Кислотно-основные индикаторы. Расчеты рН (сильные кислоты и основания, протолиты средней силы, слабые протолиты).
52. Реакции нейтрализации и гидролиза. Степень и константа гидролиза. Примеры гидролиза солей. Влияние температуры, концентрации и рН растворов на процесс гидролиза солей.
53. Обменные реакции между ионами. Труднорастворимые вещества. Произведение растворимости. Расчет растворимости из ПР и расчет ПР из растворимости. Растворение осадков.
54. Понятие о теориях кислот и оснований по Аррениусу, Льюису, Бренстеду и Лоури. Амфолиты. Константа протолита.
55. Степень окисления. Вычисление степени окисления элементов в соединениях. Окислительно-восстановительные реакции. Окислители и восстановители. Относительность этих понятий. Процессы окисления и восстановления.
56. Классификация окислительно-восстановительных реакций: межмолекулярного окисления-восстановления, внутримолекулярного окисления-восстановления, диспропорционирования (самоокисления-самовосстановления) и репрпропорционирования (конпропорционирования). Роль среды в окислительно-восстановительных реакциях.
57. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций. Метод полуреакций (электронно-ионные уравнения).
58. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций. Метод электронного баланса.
59. Возникновение скачка потенциала на границе электрод-раствор. Стандартные электродные потенциалы. Уравнение Нернста для электродного равновесия. Электроды 1 рода. Ряд напряжений металлов.
60. Водородный и кислородный электроды. Стандартный водородный электрод. Окислительно-восстановительные потенциалы. Направленность окислительно-восстановительных реакций.
61. Химические источники тока. Гальванические элементы. Аккумуляторы.
62. Электролиз как окислительно-восстановительный процесс. Законы Фарадея. Электролиз в расплавах и водных растворах электролитов. Практическое использование электролиза.

63. Коррозия. Химическая и электрохимическая коррозия. Методы защиты металлов от коррозии.
64. Определение комплексных соединений. Внутренняя и внешняя сфера. Комплексообразователь, лиганды. Классификация лигандов.
65. 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).
66. Описание комплексных соединений с позиций теории кристаллического поля. Октаэдрические и тетраэдрические комплексы.
67. Комплексные соединения. Описание комплексных соединений с позиций теории валентных связей.
68. Устойчивость комплексных соединений. Константы нестойкости и устойчивости комплексных соединений.

