

# МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего  
профессионального образования  
«Воронежский государственный архитектурно-строительный университет»

УТВЕРЖДАЮ

Декан строительного-технологического  
факультета  
Власов В.В.

« 28 » 06 2013 г

## РАБОЧАЯ ПРОГРАММА дисциплины

«Общая химия»

Направление подготовки 020300.62 «Химия, физика и механика материалов»

Квалификация (степень) выпускника бакалавр

Нормативный срок обучения 4 года

Форма обучения очная

Автор программы: Артамонова к.х.н., доцент О.В. Артамонова

Программа обсуждена на заседании кафедры физики и химии

« 10 » 06 2013 года. Протокол № 13 .

Зав. кафедрой Рудаков Рудаков О.Б.

Воронеж 2013

## **1. ЦЕЛИ И ЗАДАЧИ ДИСЦИПЛИНЫ**

### **1.1. Цели дисциплины**

Сформировать у студента полную систему представлений об общих качественных и количественных закономерностях протекания химических процессов и явлений в различных физико-химических системах, опираясь при этом на фундаментальные положения физики и химии.

### **1.2. Задачи освоения дисциплины**

Ознакомить студентов с моделями строения атома и различными типами химической связи.

Познакомить учащихся с основными законами протекания любых физико-химических процессов во времени и законов установления химического и фазового равновесия.

Изучить основы учения о растворах, включая растворы электролитов.

Дать представление о специфике твердого состояния вещества, рассмотреть основы физико-химического анализа и основные типы диаграмм состояния.

Изучить классификацию, номенклатуру и теорию строения комплексных соединений.

## **2. МЕСТО ДИСЦИПЛИНЫ В СТРУКТУРЕ ООП**

Дисциплина «Общая химия» относится к базовой части профессионального (специального) цикла учебного плана.

Требования к «входным» знаниям и умениям студента, необходимым для изучения дисциплины «Общая химия»:

- владение знаниями по химии в объеме школьной программы (владение основными понятиями и законами химии, умение составлять уравнения химических реакций);

- умение использовать теоретические знания для решения задач по химии.

Изучение дисциплины «Общая химия» требует основных знаний, умений и компетенций студента по курсам: математика, физика.

Дисциплина «Общая химия» является предшествующей для следующих курсов: неорганическая химия; материалы: прошлое, настоящее, будущее; современная физическая химия; современная аналитическая химия; структурная химия и кристаллохимия; химия твердого тела; специальные, конструкционные и функциональные строительные материалы; физикохимия дисперсных систем и наноматериалов; современные методы синтеза твердофазных материалов.

## **3. ТРЕБОВАНИЯ К РЕЗУЛЬТАТАМ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ**

Процесс изучения дисциплины «Общая химия» направлен на формирование следующих компетенций:

- общекультурные (ОК): ОК-1, ОК-2, ОК-6, ОК-10, ОК-12, ОК-13, ОК-17, ОК-18;
- профессиональные (ПК): ПК-3, ПК-6, ПК-8, ПК-13, ПК-14, ПК-15, ПК-16, ПК-18, ПК-20, ПК-22, ПК-23, ПК-28.

В результате изучения дисциплины студент должен:

**Знать:**

- основные модели строения атома и типы химической связи; основные законы протекания химических процессов; учение о растворах; основы физико-химического анализа и основные типы диаграмм состояния; классификацию, номенклатуру и теорию строения комплексных соединений.

**Уметь:**

- применять полученные знания по химии при изучении других дисциплин и в практической деятельности.

**Владеть:**

- основными знаниями, полученными в лекционном курсе химии, необходимыми для выполнения теоретического и экспериментального исследования.

#### 4. ОБЪЕМ ДИСЦИПЛИНЫ И ВИДЫ УЧЕБНОЙ РАБОТЫ

Общая трудоемкость дисциплины «Общая химия» составляет 6 зачетных единиц.

Вид учебной работы	Всего часов	Семестры
		1
<b>Аудиторные занятия (всего)</b>	108	108
В том числе:		
Лекции	36	36
Практические занятия (ПЗ)	-	-
Лабораторные работы (ЛР)	72	72
<b>Самостоятельная работа (всего)</b>	108	108
В том числе:		
Курсовой проект		
Контрольная работа		
Вид промежуточной аттестации (зачет, экзамен)	экзамен	экз
Общая трудоемкость	час	216
	зач. ед.	6

#### 5. СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

##### 5.1. Содержание разделов дисциплины

№ п/п	Наименование раздела дисциплины	Содержание раздела
1	2	3
	Фундаментальные законы и теории химии	Предмет химии. Основные задачи курса. Общая химия. Фундаментальные законы и теории химии.

1	2	3
2	Строение атома и химическая связь.	<p>Опыты Резерфорда. Планетарная модель. Модель Бора. Понятие о квантовой механике. Квантовые числа и принципа Паули.</p> <p>Орбитали. Правила Хунда и Клечковского. Многоэлектронные атомы. Эффекты экранирования и проникновения.</p> <p>Атомные и орбитальные радиусы. Потенциал ионизации и сродство к электрону. Атомное ядро. Изотопы и изобары.</p> <p>Химическая связь и ее основные характеристики: энергия и длина. Ковалентная связь. Насыщаемость и стехиометрия.</p> <p>МВС и ММО. Кратность и порядок связи. Поляризация ковалентной связи. Электроотрицательность.</p> <p>Ионная связь. Степень окисления. Металлическая связь. Общие свойства металлов.</p> <p>Ван-дер-Ваальсова связь. Ориентационный, поляризационный и дисперсионный эффекты. Водородная связь и условия ее возникновения.</p>
3	Учение о химических процессах	<p>Термодинамические системы, параметры, функции. Экзо- и эндотермические реакции. Закон Гесса.</p> <p>Понятие о химической термодинамике. Первое начало термодинамики. Внутренняя энергия. Энтальпия.</p> <p>Второе начало термодинамики. Энтропия. Свободная энергия Гиббса.</p> <p>Понятие о химической кинетике и механизмах химических реакций. Скорость химических реакций. Порядок и молекулярность реакции. Основной закон химической кинетики.</p> <p>Уравнение Аррениуса. Энергия активации. Химическое равновесие. Константа химического равновесия. Принцип Ле Шателье. Катализ.</p>

1	2	3
4	Жидкое состояние. Растворы	<p>Растворы. Химическая теория растворов Менделеева. Идеальный раствор. Коллигативные свойства растворов. Законы Рауля и Генри. Закон Вант-Гоффа.</p> <p>Электролиты и неэлектролиты. Теория электролитической диссоциации. Кислоты, основания и соли.</p> <p>Сильные и слабые электролиты. Константа и степень диссоциации.</p> <p>Понятие о теории сильных электролитов. Коэффициент активности. pH. Понятие о кислотно-основных индикаторах.</p> <p>Ионные уравнения. Произведение растворимости. Гидролиз. Степень и константа гидролиза.</p> <p>Окислительно-восстановительные реакции. Методы уравнивания Окислительно-восстановительных реакций.</p>
5	Твердое состояние. Твердые растворы.	<p>Понятие о твердой фазе. Кристаллическое, стеклообразное и аморфное состояние.</p> <p>Понятие о зонной теории твердого тела.</p> <p>Металлы, полупроводники и диэлектрики.</p> <p>Метод физико-химического анализа. Правило фаз Гиббса.</p> <p>Основные типы диаграмм состояния.</p> <p>Твердые растворы. Образование твердых растворов. Основные типы твердых растворов: замещения, вычитания, внедрения. Ограниченная и неограниченная растворимость.</p> <p>Металлохимия. Соединения Курнакова. Фазы Лавеса. Электронные соединения Юм-Розери. Фазы внедрения.</p>
6	Комплексные соединения	<p>Комплексные соединения и двойные соли. Теория Вернера.</p> <p>Классификация комплексных соединений. Устойчивость комплексных соединений.</p> <p>Номенклатура и изомерия комплексных соединений.</p> <p>МВС применительно к комплексным соединениям. Низко- и высокоспиновые комплексы.</p> <p>ТКП и ТПЛ.</p> <p>Представление о ММО применительно к комплексным соединениям.</p>

## 5.2 Разделы дисциплины и междисциплинарные связи с обеспечиваемыми (последующими) дисциплинами

№ п/п	Наименование обеспечиваемых (последующих) дисциплин	№ разделов данной дисциплины, необходимых для изучения обеспечиваемых (последующих) дисциплин					
		1	2	3	4	5	6
1.	Неорганическая химия	+	+	+	+	+	+
2.	Материалы: прошлое, настоящее, будущее	+	+	+	+	+	+
3.	Современная физическая химия	+	-	+	+	+	-
4.	Современная аналитическая химия	+	-	+	+	+	+
5.	Структурная химия и кристаллохимия	+	+	-	-	+	+
6.	Химия твердого тела	+	+	+	-	+	+
7.	Специальные, конструкционные и функциональные строительные материалы	+	+	+	+	+	-
8.	Физикохимия дисперсных систем и наноматериалов	+	+	+	+	+	-
9.	Современные методы синтеза твердофазных материалов	+	+	+	+	+	-

## 5.3. Разделы дисциплин и виды занятий

№ п/п	Наименование раздела дисциплины	Лекц.	Практ. зан.	Лаб. зан.	СРС	Всего час.
1.	Фундаментальные законы и теории химии	2	-	8	10	20
2.	Строение атома и химическая связь	4	-	8	20	32
3.	Учение о химических процессах	10	-	20	20	50
4.	Жидкое состояние. Растворы	10	-	20	28	58
5.	Твердое состояние. Твердые растворы	6	-	8	20	34
6.	Комплексные соединения	4	-	8	10	22

## 6. ЛАБОРАТОРНЫЙ ПРАКТИКУМ

№ п/п	№ раздела дисциплины	Наименование лабораторных работ	Трудоемкость (час)
1	2	3	4
1.	Фундаментальные законы и теории химии	Основные химические понятия и законы. Основные классы неорганических соединений	8
2.	Строение атома и химическая связь	Периодическая система элементов и химическая связь	8
3.	Учение о химических процессах	Определение направленности химических процессов. Скорость химических реакций и химическое равновесие	20



1	2	3	4
4.	Жидкое состояние. Растворы	Общие свойства растворов и равновесия в водных растворах электролитов. Окислительно-восстановительные реакции. Гетерогенные дисперсные системы	20
5.	Твердое состояние. Твердые растворы	Физико-химический анализ двух компонентных систем	8
6.	Комплексные соединения	Координационные соединения	8

## 7. ПРАКТИЧЕСКИЕ ЗАНЯТИЯ

Не предусмотрены

### 8. ПРИМЕРНАЯ ТЕМАТИКА КУРСОВЫХ ПРОЕКТОВ

И КОНТРОЛЬНЫХ РАБОТ

Не предусмотрены

## 9. ОЦЕНОЧНЫЕ СРЕДСТВА ДЛЯ ТЕКУЩЕГО КОНТРОЛЯ УСПЕВАЕМОСТИ, ПРОМЕЖУТОЧНОЙ АТТЕСТАЦИИ ПО ИТОГАМ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ

9.1 Вопросы для подготовки к зачету Не предусмотрены

9.2 Вопросы для подготовки к экзамену

### *Предмет и задачи химии*

1. Химия как система знаний о веществах – их составе, строении и химической связи. Предмет и задачи химии. Теория и эксперимент в химии.
2. Атомно-молекулярное учение. Основные законы и понятия.

### *Строение атома и периодическая система элементов*

3. Этапы развития периодического закона. Периодическая система как матрица. Принцип инвариантности положения элемента.
4. Периоды и группы. Энергия ионизации. Энергия сродства к электрону. Электроотрицательность элементов.

### *Химическая связь*

5. Химическая связь и валентность. Энергия, длина химической связи. Электрический момент диполя и направленность связи.
6. Ионная, ковалентная связи. Насыщаемость ковалентной связи. Поляризация, направленность ковалентной связи.
7. Кратность химической связи. Гибридизация. ММО. МВС.
8. Металлическая связь. Химическая связь в твердых неорганических веществах.
9. Водородная связь.

### ***Основы химической термодинамики***

10. Задачи химической термодинамики. Понятия: система (системы открытые, закрытые и изолированные), параметры состояния, энергия, работа, теплота, равновесие.
11. Термодинамические процессы (обратимые, необратимые, самопроизвольные и несамопроизвольные).
12. Первый закон термодинамики. Внутренняя энергия. Теплота и работа различного рода.
13. Энтальпия. Тепловой эффект химической реакции. Закон Гесса и термохимические расчеты. Стандартное состояние и стандартные энтальпии химических реакций. Энтальпия образования.
14. Второй закон термодинамики. Энтропия. Статистическое толкование энтропии. Зависимость энтропии от температуры. Стандартная энтропия. Изменение энтропии при фазовых переходах и химических реакциях.
15. Энергия Гиббса.

### ***Кинетика и механизм химических реакций***

16. Скорость химической реакции, ее зависимость от природы и концентрации реагентов, температуры. Закон действующих масс. Порядок и молекулярность реакции.
17. Константа скорости и ее зависимость от температуры. Уравнение Аррениуса. Энергия активации.
18. Понятия о механизме и кинетике реакций в гомогенных и гетерогенных системах. Сложные процессы. Параллельные, последовательные, сопряженные, цепные и колебательные реакции.
19. Понятие о катализе. Катализаторы. Гомогенный и гетерогенный катализ. Автокатализ.
20. Обратимые химические реакции. Химическое равновесие. Условия химического равновесия. Константа химического равновесия как мера глубины протекания процессов.
21. Факторы, влияющие на величину константы равновесия. Смещение химического равновесия. Принцип Ле Шателье.

### ***Растворы***

22. Представление об истинных и коллоидных растворах. Идеальные и неидеальные растворы. Процессы растворения. Способы выражения состава растворов.
23. Факторы, влияющие на растворимость: энергия кристаллической решетки, энергия сольватации, температура. Гетерогенное равновесие "раствор-осадок": насыщенные, пересыщенные и ненасыщенные растворы. Осаждение малорастворимых солей. Произведение растворимости.
24. Сильные и слабые электролиты. Активность. Степень и константа диссоциации. Кислотно-основное равновесие.
25. Классическая теория Аррениуса и ее ограничения. Современные представления о кислотах и основаниях.
26. Водородный показатель. Индикаторы.



27. Реакции нейтрализации. Гидролиз. Окислительно-восстановительные реакции.

28. Гетерогенные реакции в растворах.

### **Конденсированное состояние вещества**

29. Простые вещества. Химическое и кристаллохимическое строение простых веществ. Физические свойства простых веществ. Химические свойства простых веществ. Основные типы кристаллических структур простых веществ (меди,  $\alpha$ -железа, магния, алмаза и графита).

30. Понятие о твердой фазе. Кристаллическое, стеклообразное и аморфное состояние. Понятие о зонной теории твердого тела. Металлы, полупроводники и диэлектрики.

31. Метод физико-химического анализа. Правило фаз Гиббса. Основные типы диаграмм состояния.

32. Твердые растворы. Образование твердых растворов. Основные типы твердых растворов: замещения, вычитания, внедрения. Ограниченная и неограниченная растворимость.

33. Металлохимия. Соединения Курнакова. Фазы Лавеса. Электронные соединения Юм-Розери. Фазы внедрения.

### ***Межмолекулярное взаимодействие и комплексообразование***

34. Комплексные соединения. Координационная теория.

35. Номенклатура комплексных соединений. Классификация комплексных соединений.

36. Устойчивость комплексных соединений. Двойные соли. Хелаты.

37. Природа химической связи в комплексных соединениях.

## **9.3 Тесты контроля качества усвоения дисциплины**

### ***Основные классы неорганических соединений.***

#### ***Расчеты по уравнениям реакций***

1. Формула высшего оксида элемента, образующего летучее водородное соединение ЭН<sub>4</sub>, имеет вид

1)  ЭО<sub>2</sub>      2)  ЭО<sub>4</sub>      3)  ЭО      4)  ЭО<sub>3</sub>

2. Амфотерными являются гидроксиды

1)  марганца (VII)      2)  кальция  
3)  бериллия      4)  алюминия

3. Оксиды образуются при

1)  растворении негашёной извести      2)  горении железа в хлоре  
3)  растворении хлора в воде      4)  горении природного газа

4. Средняя соль образуется при взаимодействии

1)  1 моль Са(ОН)<sub>2</sub> и 2 моль НСl      2)  1 моль Ва(ОН)<sub>2</sub> и 1 моль НСl  
3)  2 моль Mg(ОН)<sub>2</sub> и 1 моль НСl      4)  1 моль Си(ОН)<sub>2</sub> и 2 моль Н<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>

5. Для растворения в соляной кислоте 280 г оксида кальция необходимо \_\_\_\_\_ г соляной кислоты      1)  730 г      2)  365 г      3)  73 г      4)  36,5 г

### Строение атома и химическая связь

1. Квантовое число  $n$  характеризует...
  - 1) форму электроннй орбитали
  - 2) энергию электроннй орбитали
  - 3) ориентацию электроннй орбитали
  - 4) собственный магнитный момент
2. Химическому элементу с формулой высшего оксида  $\text{Э}_2\text{O}_3$  соответствует электронная конфигурация внешнего энергетического уровня...
  - 1)  $ns^2 np^2$
  - 2)  $ns^2 np^4$
  - 3)  $ns^2 np^1$
  - 4)  $ns^2 np^3$
3. В группах с увеличением порядкового номера электроотрицательность элементов...
  - 1) изменяется периодически
  - 2) уменьшается
  - 3) увеличивается
  - 4) не изменяется
4. Угол между связями в молекуле  $\text{SiH}_4$  равен ...
  - 1)  $120^\circ$
  - 2)  $180^\circ$
  - 3)  $90^\circ$
  - 4)  $109^\circ 28'$
5. Для простых веществ характерны следующие типы химической связи...
  - 1) Ковалентная полярная и металлическая
  - 2) Ковалентная неполярная и ионная
  - 3) Ионная и металлическая
  - 4) Ковалентная неполярная и металлическая

### Учение о химических процессах

1. В системе, находящейся при постоянном давлении и температуре, самопроизвольно могут протекать процессы, для которых ...
  - 1)  $\Delta S < 0$
  - 2)  $\Delta H > 0$
  - 3)  $\Delta G > 0$
  - 4)  $\Delta G < 0$
2. В соответствии с термохимическим уравнением реакции  $\text{CH}_{4(\text{г})} + 2\text{O}_{2(\text{г})} \leftrightarrow \text{CO}_{2(\text{г})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$ ,  $\Delta_r H = - 802$  кДж для получения 500 кДж теплоты необходимо сжечь \_\_\_\_\_ литра(ов) (н.у.) метана.
  - 1) 56
  - 2) 28
  - 3) 14
  - 4) 42
3. Если увеличить давление в 10 раз, то скорость прямой реакции  $\text{H}_{2(\text{г})} + \text{Br}_{2(\text{г})} \leftrightarrow 2\text{HBr}_{(\text{г})}$ , при условии ее элементарности, увеличится в \_\_\_\_\_ раз.
  - 1) 50
  - 2) 100
  - 3) 20
  - 4) 5
4. Количественное влияние температуры на скорость химической реакции выражается ...
  - 1) правилом Вант–Гоффа
  - 2) законом действующих масс
  - 3) законом Гесса
  - 4) законом Рауля
5. Для смещения равновесия в системе  $\text{MgO}_{(\text{т})} + \text{CO}_{2(\text{г})} \leftrightarrow \text{MgCO}_{3(\text{т})}$ ,  $\Delta_r H < 0$  в сторону продуктов реакции необходимо ...
  - 1) Понизить давление
  - 2) Понизить температуру
  - 3) Ввести катализатор
  - 4) Ввести ингибитор
6. Состояние равновесия характеризуется равенством....
  - 1) температуры продуктов и исходных веществ
  - 2) концентраций продуктов и исходных веществ
  - 3) количеств веществ в системе
  - 4) скоростей, прямого и обратного процессов

### **Жидкое состояние. Растворы**

1. Формула для нахождения молярной концентрации растворённого вещества имеет вид:

$$1) \circ c_M = \frac{v_2}{V_{\text{раствора}}} \quad 2) \circ c_M = \frac{v_2}{v_1+v_2} \cdot 100 \% \quad 3) \circ c_M = \frac{v_2}{m_1} \quad 4) \circ c_M = \frac{v_2}{m_{\text{раствора}}}$$

2. Для приготовления 2 л 0,1 М раствора NaOH требуется \_\_\_\_\_ г гидроксида натрия

- 1)  40                      2)  8                      3)  4                      4)  10

3. Для повышения температуры кипения раствора на 1,04 °С, необходимо, чтобы концентрация растворённого в нём неэлектролита составляла \_\_\_\_ моль/кг (E H<sub>2</sub>O = 0,52 (град · кг)/моль)

- 1)  0,2                      2)  2                      3)  1                      4)  0,1

4. Степень электролитической диссоциации может принимать значения

- 1)   $\alpha > 1$  и  $\alpha = 0$                       2)   $\alpha > 1$  и  $\alpha < 1$   
3)   $\alpha < 1$  и  $\alpha = 1$                       4)   $\alpha \leq 1$  и  $\alpha \geq 0$

5. Химическое взаимодействие возможно между веществами

- 1)  LiCl и KOH    2)  NH<sub>4</sub>Cl и KOH    3)  FeCl<sub>2</sub> и KOH    4)  NaCl и KOH

6. Формула соли, не подвергающейся гидролизу, имеет вид

- 1)  FeCl<sub>3</sub>    2)  K<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>    3)  K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>    4)  As<sub>2</sub>S<sub>3</sub>

## **10. УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ И ИНФОРМАЦИОННОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ**

### **10.1. Основная литература:**

- 1 Глинка, Николай Леонидович. Общая химия [Текст] : учеб. Пособие : допущено МО СССР / Глинка, Николай Леонидович ; под ред. В. А. Попкова, А. В. Бабкова. – 18-е изд., перераб. И доп. – М. : Юрайт , 2012
- 2 Глинка Н. Л. Общая химия [Текст] / Глинка, Николай Леонидович ; под ред. А. И. Ермакова. – Изд. 30-е, испр. – М. : Интеграл-Пресс, 2009
- 3 Лабораторный практикум по химии: учеб. пособие/ под общ. ред. О.Р. Сергуткиной; Воронеж, гос.арх.-строит. ун-т, 2011.-108с

### **10.2. Дополнительная литература:**

1. Химия. Учебное пособие (2012, Чикин Е.В., Эль Контент, Томский государственный университет систем управления и радиоэлектроники) .- ЭБС IPRbooks

### **10.3 Программное обеспечение и Интернет-ресурсы:**

Чтение лекций осуществляется с использованием презентаций в программе «Microsoft PowerPoint».

Для выполнения лабораторных работ используется учебный лабораторный комплекс «Химия», совместимый с ПК и снабженный программным обеспечением.

#### ***Базы данных, информационно-справочные и поисковые системы:***

1. Химический каталог. Неорганическая химия. Сайты и книги <http://www.ximicat.com>
2. Chemnet - официальное электронное издание Химического факультета МГУ <http://www.chem.msu.ru/rus>
3. Справочно-информационный сайт по химии <http://www.alhimikov.net>

## **11. МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ**

### ***Учебно-лабораторное оборудование***

- |   |             |
|---|-------------|
| 1. Учебно-лабораторный комплекс «Химия» | - ауд. 6421 |
| 2. Ионномер Н-160                       | - ауд. 6421 |
| 3. Лабораторный рН-метр ЛПУ-01          | - ауд. 6421 |
| 4. Шкаф с вытяжной вентиляцией          | - ауд. 6421 |
| 5. Лабораторная химическая посуда       | - ауд. 6421 |
| 6. Аквадистиллятор                      | - ауд. 6422 |

### ***Технические средства обучения***

- |                  |  |
|------------------|--|
| 1. Ноутбук       | - отдел инновационных образовательных программ |
| 2. Медиапроектор |  |

## **12. МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ ПО ОРГАНИЗАЦИИ ИЗУЧЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ (образовательные технологии)**

Наряду с проведением лабораторных занятий, необходимы практические (семинарские) занятия, с целью более глубокого понимания излагаемого в лекциях материала. Осуществление текущего контроля знаний с помощью тестирования.

Программа составлена в соответствии с требованиями ФГОС ВПО с учетом рекомендаций и ПрООП ВПО по направлению подготовки 020300.62 Химия, физика и механика материалов.

**Руководитель основной образовательной программы**

доцент кафедры химии, к.х.н., доцент  
занимаемая должность, ученая степень и звание)

\_\_\_\_\_ (подпись)

О.В. Артамонова  
(инициалы, фамилия)

Рабочая программа одобрена учебно-методической комиссией строительного-технологического факультета

« \_\_\_\_\_ » \_\_\_\_\_ 201 г., протокол № \_\_\_\_\_.

Председатель профессор, д.т.н., доцент  
должность, учёная степень и звание, подпись

Г.С. Славчева  
инициалы, фамилия

Эксперт

\_\_\_\_\_ (место работы)

\_\_\_\_\_ (занимаемая должность)

\_\_\_\_\_ (подпись)

\_\_\_\_\_ (инициалы, фамилия)

МП  
организации

## Методические рекомендации по изучению дисциплины «Общая химия»

Для преподавания и изучения дисциплины используются следующие образовательные технологии.

1. Дидактически обоснованная структура дисциплины «Общая химия».

Содержательная часть дисциплины должна быть обоснована с точки зрения химии и требований к результатам освоения ООП бакалавриата, выраженных в виде определённых компетенций.

2. Точное следование рабочей программе дисциплины.

На вводной лекции студенты знакомятся со структурой УМКД, получают разъяснение о роли каждой составляющей в учебном процессе, а также где и как получить доступ ко всем составляющим учебно-методического обеспечения.

3. Планирование времени и методическое обеспечение внеаудиторной самостоятельной работы (ВСР).

Для успешного освоения дисциплины студент должен самостоятельно работать столько же времени, сколько в аудитории под руководством преподавателя. Все студенты имеют доступ к полному методическому обеспечению ВСР.

4. Сопровождение занятий демонстрацией схем, таблиц, рисунков и презентациями в программе «Microsoft PowerPoint».

5. Подготовка тематики докладов, сообщений, презентаций для самостоятельной работы студентов.

6. Самостоятельное проведение студентами экспериментальных исследований на лабораторных занятиях с последующей интерпретацией и защитой результатов.

7. Регулярное проведение консультаций.

9. Осуществление текущего контроля знаний студентов с помощью бланкового тестирования.

10. Методические рекомендации по подготовке к экзамену.

К экзамену студент допускается при условии выполнения учебного плана:

- посещение лекций;
- выполнение и оформление лабораторных и практических работ;
- выполнение индивидуальных заданий для самостоятельной работы;
- отчёт лабораторных занятий.

# КРАТКИЙ КОНСПЕКТ ЛЕКЦИЙ

## «Общая химия»

### Лекция 1

#### Основные химические понятия и законы

В современном понимании *химия – наука о веществах, их превращениях (изменении состава и (или) строения) и явлениях, сопровождающих эти превращения.*

Она изучает состав и строение веществ, зависимость свойств веществ от их состава и строения, условия и пути превращения одних веществ в другие.

Молекулы простых веществ состоят из атомов одного и того же элемента ( $\text{Cl}_2$ , Fe, S,  $\text{O}_2$ ), молекулы сложных веществ состоят из атомов различных элементов ( $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , NaCl и др.).

**Химический элемент можно определить как вид атомов, характеризующийся определенной совокупностью свойств.**

Различие между простым веществом и элементом становится особенно ясным, когда мы встречаемся с несколькими простыми веществами, состоящими из одного и того же элемента ( $\text{O}_2$  – кислород,  $\text{O}_3$  – озон; P – фосфор красный, P – фосфор белый; C – алмаз, C – графит и др.). Существование химического элемента в виде нескольких простых веществ называется аллотропией, а различные простые вещества, образованные одним и тем же элементом, называются аллотропными видоизменениями этого элемента.

Соединение атомов в молекулы, взаимодействие между молекулами было количественно изучено и получило выражение в виде целого ряда законов.

#### Основные стехиометрические законы химии

**Закон сохранения массы:** масса веществ, вступающих в реакцию, равна массе веществ образующихся в результате реакции (1748 г. М.В. Ломоносов).

**Закон постоянства состава:** соотношение между массами элементов, входящих в состав данного соединения, постоянно и не зависит от способа получения вещества, т.е. каждое вещество имеет строго определенный состав, не зависящий от метода его получения.

**Закон объемных отношений:** объемы вступающих в реакцию газов относятся друг к другу и к объемам образующихся газообразных продуктов реакции как небольшие целые числа (Гей – Люссак).

**Закон Авогадро:** в равных объемах любых газов, взятых при одной и той же температуре и при одинаковом давлении, содержится одно и то же число молекул (1811 г., Авогадро).

**Атомные и молекулярные массы являются важнейшей количественной характеристикой атомов и молекул.**

*Первоначально за единицу массы принимали массу атома самого легкого элемента водорода и по отношению к нему вычисляли массы атомов других элементов. Поскольку атомные массы большинства элементов определяются исходя из состава их кислородных соединений, то фактически вычисления проводились по отношению к атомной массе кислорода, которая считалась*



равной 16; таким образом, за единицу атомной массы принималась 1/16 часть массы атома кислорода, получившая название кислородной единицы.

В 1961 г. принята единая шкала относительных атомных масс, в основу которой положена 1/12 часть массы атома изотопа углерода  $^{12}\text{C}$ , названная **атомной единицей массы** (а.е.м.). В соответствии с этим в настоящее время **относительной атомной массой** ( $A_r$ ) элемента называют отношение массы его атома к 1/12 части массы атома  $^{12}\text{C}$ . Аналогично **относительной молекулярной массой** ( $M_r$ ) простого или сложного вещества называют отношение массы его молекулы к 1/12 части массы атома  $^{12}\text{C}$ . Масса любой молекулы равна сумме масс образующих ее атомов.

$$A(\text{Cu}) = 64 \text{ а.е.м.}, A(\text{Cl}) = 35,5 \text{ а.е.м.}, \\ M(\text{CuCl}_2) = 64 + 35,5 \cdot 2 = 135 \text{ а.е.м.}$$

Наряду с единицей массы в химии пользуются также единицей количества вещества, называемой молюм.

**Моль** – количество вещества, содержащее столько молекул, атомов, ионов, электронов или других структурных единиц, сколько содержится атомов в 12 г изотопа углерода  $^{12}\text{C}$ . В настоящее время число структурных единиц, содержащихся в одном моль вещества, определено с большой точностью, в практических расчетах его принимают равным  $6,02 \cdot 10^{23}$  (постоянная Авогадро). **Молярная масса** ( $M$ ) вещества численно равна молекулярной массе, но выражаются они в разных единицах. Молекулярная масса выражается в атомных единицах массы, а молярная масса – в г/моль.

**Молярная масса** ( $M$ ) – это масса 1 моль вещества, выраженная в г/моль или кг/моль. Ее можно определить по формуле:

$$M = m / \nu,$$

где  $m$  – масса вещества, г или кг;  $\nu$  – количество вещества, моль.

Согласно закону Авогадро, одно и то же число молекул любого газа занимает при одинаковых условиях один и тот же объем. С другой стороны, 1 моль любого вещества содержит одинаковое число частиц. Отсюда следует, что при определенной температуре и давлении 1 моль любого вещества в газообразном состоянии занимает один и тот же объем. **При нормальных условиях (давление 1 атм. или 101,3 кПа, или 760 мм рт. ст. и температура  $0^\circ\text{C}$  или 273 К) объем 1 моль газообразного вещества равен 22,4 л.**

Если вещество находится в газообразном состоянии, то его молярная масса, численно равная молекулярной массе, может быть найдена с помощью закона Авогадро. По закону Авогадро равные объемы газов, взятые при одинаковых условиях ( $p$  и  $T$ ), содержат равное число молекул. Отсюда следует, что **массы двух газов, взятых в одинаковых объемах, должны относиться друг к другу как их молекулярные, или молярные, массы.**

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_1}{M_2},$$

где  $m_1$  и  $m_2$  – массы, а  $M_1$  и  $M_2$  – молярные массы первого и второго газов.

$$\frac{m_1}{m_2} = D_2(1) \quad \text{или} \quad D_2(1) = \frac{M_1}{M_2},$$

где  $D_2(1)$  – относительная плотность первого газа по второму.

Тогда  $M_1 = D_2(1) \cdot M_2$ , т.е. молярная масса газа равна его плотности по отношению к другому газу, умноженной на молярную массу второго газа.

Нередко молярную массу газа вычисляют исходя из его плотности по воздуху. Хотя воздух представляет собой смесь нескольких газов, все же можно говорить о средней молярной массе воздуха, определенной из плотности воздуха по водороду, равной 29 г/моль.

Обозначив плотность исследуемого газа по воздуху через  $D_{\text{возд.}}(\Gamma)$ , получим следующее уравнение для вычисления молярных масс:

$$M_1 = 29 \cdot D_{\text{возд.}}(\Gamma). \quad (1.2)$$

Если измерения объемов газов проводят при условиях, отличных от нормальных, то для приведения объема газа к нормальным условиям можно воспользоваться уравнением, объединяющим газовые законы Бойля – Мариотта и Гей – Люссака:

$$\frac{p \cdot V}{T} = \frac{p_0 \cdot V_0}{T_0}. \quad \text{Отсюда} \quad V_0 = \frac{p \cdot V \cdot T_0}{T \cdot p_0}, \quad (1.3)$$

где  $p, V, T$  – параметры состояния газа при эксперименте;  
 $p_0, V_0, T_0$  – параметры состояния газа при нормальных условиях.

Молярные массы газов можно вычислить, пользуясь **уравнением состояния идеального газа** (Клапейрон, Менделеев):

$$pV = \frac{m \cdot R \cdot T}{M}, \quad (1.4)$$

где  $p$  – давление газа, Па;  $V$  – объем газа, м<sup>3</sup>;  $m$  – масса газа в данном объеме, г;  $M$  – молярная масса газа, г/моль;  $R$  – универсальная газовая постоянная, равная 8,314 Дж/моль·К;  $T$  – температура, К.

## Лекция 2.

### СТРОЕНИЕ АТОМА.

### ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА

В химии своеобразными элементарными частицами являются атомы, из которых построены все химические индивиды. Громадное разнообразие химических соединений обусловлено различным сочетанием атомов химических элементов в молекулы и немолекулярные вещества. Способность же атома вступать в химические соединения, его химические и физические свойства определяются структурой атома. Отсюда для химии первостепенное значение имеет строение атома, в первую очередь структура его электронной оболочки.

Реальность существования атомов, атомное строение вещества было установлено лишь в XIX в., после открытия броуновского движения.

Отказ от классического представления об атомах произошел в 1897 г., когда **Дж. Томсоном** был открыт электрон – **отрицательно заряженная частица, входящая в состав всех атомов**. Поскольку электрон имеет отрицательный заряд, а атом в целом электронейтрален, было сделано предположение, что в нем должна быть ещё и положительная частица. **Опыты Э. Резерфорда**, в которых он бомбардировал альфа-частицами (дважды ионизированными атомами гелия) листки металлической фольги, показали, что альфа-частицы отклоняются при

ударе на самые разные углы, в том числе и на  $180^\circ$ . Это означало, что частицы встречают на своем пути массивную, положительную заряженную преграду очень малых размеров. Так было открыто **атомное ядро – положительно заряженная микрочастица, которая намного меньше атома, но в ней почти полностью сосредоточена его масса.**

Ещё один шаг к углублению знаний о строении материи был сделан при **открытии радиоактивности А. Беккерелем в 1896 г.**, когда он случайно обнаружил, что соли урана засвечивают лежащую на столе фотопластинку. В ходе дальнейших исследований, в которых важнейшую роль сыграли супруги П. и М. Кюри, было установлено, что некоторые элементы в естественных условиях могут испускать радиоактивные лучи и в результате превращаться в другие химические элементы. Эти открытия опровергали представления об атомах как о твердых и неделимых структурных элементах вещества.

Первая модель атома принадлежит Дж. Томсону. В ней атом похож на «пудинг с изюмом», где «пудинг» – это сам атом, а роль «изюма» играют электроны. Иными словами, атом представлял собой положительно заряженную сферу диаметром около  $10^{-10}$  м, в которую «вкраплены» электроны. При этом электроны группировались вокруг центра сферы, а масса атома равномерно распределялась по его объему.

Более удачная модель атома была предложена Резерфордом после его опытов с альфа-частицами в 1911 г. Это так называемая планетарная модель атома, напоминающая Солнечную систему. В центре атома находилось положительно заряженное ядро, вокруг которого по орбитам вращались отрицательно заряженные электроны.

Другое направление было связано с изучением поля и волновых процессов в нем. Ведь к началу XX века в физике существовало, как мы знаем, два противоположных представления о материи – корпускулярное и континуальное. Тогда считалось, что они никак не связаны друг с другом. Дело в том, что в соответствии с расчетами классической электродинамики, энергия излучения должна была неограниченно возрастать, а это явно противоречило опыту. И в **1900 г. М. Планк предположил, что излучение энергии (E) в этом случае происходит не непрерывно, а определенными порциями – квантами.** Математически представил это в виде уравнения (уравнение Планка):

$$E = h \nu, \quad (1.1)$$

где  $\nu$  - частота света,  $h$  – универсальная постоянная (постоянная Планка), характеризующая меру дискретной порции энергии, которой обмениваются вещество и излучение.

Эта гипотеза стала началом новой эры в физике, так как её начали применять с большой пользой для объяснения других явлений, также не поддававшихся объяснению в рамках классической физики.

Так, в **1905 г. А. Эйнштейн ввел понятие кванта света** и использовал его для объяснения фотоэффекта. При этом было доказано, что свет обладает одновременно и корпускулярными, и волновыми свойствами. Так появилось **понятие о корпускулярно-волновом дуализме**, позже распространенном на весь

микромир. Это был революционный шаг – признать, что свет распространяется как волна, но излучает и поглощает как частица.

**В 1913 г. Н. Бор применил идею кванта для решения вопроса о строении атома, уточнив планетарную модель атома Резерфорда. Бор показал, что система атома существует на основе электромагнитных сил, а не гравитационных, как считал Резерфорд. Также в каждом атоме существует несколько стационарных орбит электронов, двигаясь по которым, они не излучают энергии. Лишь при переходе электрона из одного стационарного состояния в другое атом излучает или поглощает энергию.**

Модель атома Бора хорошо описывала атом водорода – самого простого из всех элементов, так как он состоял из одного протона и одного электрона. Когда же он попытался распространить свою модель на многоэлектронные атомы, то столкнулся с большими трудностями. Полученные на практике орбиты электронов в таком атоме сильно расходились с расчетными значениями, в связи с чем пришлось признать, что электрон, тоже обладает волновой природой. Поэтому электрон – не шарик, не точка, он обладает внутренней структурой, которая до сих пор не известна. В действительности электроны как бы «размазаны» по атому, образуя электронное облако.

Следующий шаг в создании новой теории был сделан Луи де Бройлем, выдвинувшим в 1924 г. гипотезу о волновых свойствах материи. Он довел идею кванта до логического конца и утверждал, что волновые свойства присущи не только квантам света и электронам, но и протонам, атомам, молекулам и даже макроскопическим телам. Длина волны определяется формулой

$$\lambda = h/m \nu \quad (1.2),$$

где  $\nu$  - частота света,  $h$  – универсальная постоянная (постоянная Планка), характеризующая меру дискретной порции энергии, которой обмениваются вещество и излучение,  $\lambda$  - длина волны света,  $m$  – масса вещества.

Экспериментальные факты, подтверждающие идею ученого, были получены в 1927 г. с открытием явления дифракции электрона. Позже была открыта дифракция нейтронов, атомов и даже молекул. Так корпускулярно-волновой дуализм стал важнейшим свойством материи на микроуровне. Любой объект микромира демонстрирует как свойства частицы, так и свойства волны.

*Началось формирование новых физических представлений о материи и движении, которые были завершены в 20-е годы XX столетия созданием новых фундаментальных физических теорий – квантовой механики и квантовой электродинамики. Над их созданием работали Э. Резерфорд, Л. Де Бройль, Э. Шредингер, В. Гейзенберг, М. Борн.*

### **Квантовая механика**

**Квантовая механика – это физическая теория, устанавливающая способ описания и законы движения на микроуровне.**

Важнейшими понятиями новой теорий стали: **корпускулярно-волновой дуализм** – наличие у каждой частицы материи свойств волны и частицы одновременно; **соотношение неопределенностей Гейзенберга** – невозможность одновременного измерения координат и импульса частицы. Таким образом, электрон, как любая микрочастица обладает двойственной природой:

корпускулярной и волновой. Корпускулярность характеризует электрон как частицу, т.е. его массу, заряд, но поток электронов при движении образует волны и неопределенность электрона в атоме связана с тем, что электрон представляет собой энергетически зарядовое облако, и там, где область этого облака максимальная, там вероятность нахождения электрона максимальная. Вероятность нахождения электрона в определенной области пространства описывается **волновой функцией  $\psi$** , которая характеризует амплитуду волны, как функцию координат электрона. В наиболее простом случае эта функция зависит от трех пространственных координат и называется **орбиталью**. Для характеристики состояния электрона была предложена **комплексная волновая функция**. Зная её можно вычислить вероятность обнаружения определенного значения не только координаты, но и любой другой физической величины. Волновая функция входит в математическое уравнение Шредингера, которое имеет сложный характер. Эволюция состояния системы определяется именно с помощью уравнения Шредингера.

$$\nabla^2 \psi + 2m_e/\hbar^2 \cdot (E - U) \cdot \psi = 0 \quad \text{или} \quad \hat{H}\psi = E\psi \quad (1.3)$$

где  $\psi$  - комплексная волновая функция,  $\hat{H}$  – квантово-механический оператор полной энергии Гамильтона, который учитывает движение электрона в пространстве,  $E$  – энергия электрона в атоме.

Для того, чтобы определить энергетическое состояние электрона в атоме решают уравнение Шредингера, которое кроме массы электрона, его заряда энергии кинетического движения входит некоторая функция  $\Psi$  (пси), которая характеризует волновые свойства электрона. Математическое решение этого уравнения, представлено в виде математической функции, зависящей от 4 квантовых чисел, которые и характеризуют положение электрона в около ядерном пространстве.

### Квантовые числа

1)  $n$  – главное квантовое число, оно показывает энергию электрона, находящегося на данном энергетическом уровне. Принимает значения 1, 2, 3, 4...7. Чем ближе к ядру уровень, тем меньше энергия уровня.

2)  $l$  – Орбитальное квантовое число. Оно показывает форму электронного облака. Принимает значения от 0 до  $n - 1$ .

Если  $l=0$ , то это s облачко, оно имеет форму сферы;

Если  $l=1$ , то это p облачко, оно имеет форму гантели;

Если  $l=2$ , то это d облачко, оно имеет форму сдвоенной гантели;

Если  $l=3$ , то это f облачко, оно имеет форму сложного лепестка.

В нормальном состоянии у электрона нет других форм облаков.

3)  $m_l$  – магнитное квантовое число, показывает ориентацию электронных облаков около ядерного пространства. Принимают значения от  $-l, \dots 0 \dots +l$ .

$l=0$ , то  $m_l = 0$ ;

$l=1$ , то  $m_l = -1, 0, 1$ ;

$l=2$ , то  $m_l = -2, -1, 0, 1, 2$ ;

$l=3$ , то  $m_l = -3, -2, -1, 0, 1, 2, 3$ .

4)  $m_s$  – спиновое квантовое число, характеризует собственный момент движения электрона. Принимает значения:  $+1/2$  и  $-1/2$ .

### Распределение электронов в атоме

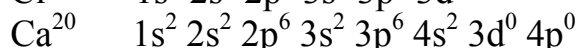
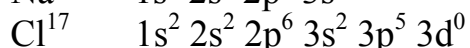
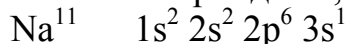
От распределения электронов в атоме зависят химические свойства элементов. По электронным формулам можно определить свойства элемента. Распределяются электроны в атоме согласно четырем принципам:

- принцип наименьшей энергии;
- правило Клечковского;
- принцип Паули;
- правило Гунда.

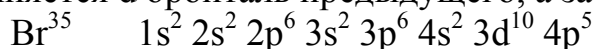
### Электронные формулы

**Номер периода** показывает число энергетических слоев, которые у атома заполняются электронами. **Номер элемента** – это число электронов у данного атома. **Номер группы** – это число валентных электронов находящихся у атома, т.е. число электронов, которыми атом может вступить в химическую связь.

В малых периодах 1, 2, 3-ем заполняются s и p орбитали последнего уровня.



В больших периодах, начиная с 4-го, после s орбитали последнего уровня заполняется d орбиталь предыдущего, а затем p последнего.



4-ый f уровень заполняется у лантаноидов и 5 f у актиноидов.

### Периодическая система Д.И. Менделеева и свойства элементов

В XIX веке было известно свойство многих химических элементов, и научились определять атомную массу элементов. Было известно и открыто 64 элемента, которые пытались очень многие ученые систематизировать по свойствам, в том числе и Д.И. Менделеев. Периодическая система (ПС) была построена в соответствии с фундаментальным законом природы – периодическим законом, открытым Д.И. Менделеевым в 1869 г. на основе глубоких знаний в области химии и гениальной интуиции.

**Современная формулировка закона Д.И. Менделеева: «Свойства элементов, а также свойства образованных ими соединений находятся в периодической зависимости от заряда ядра атома».**

Физический смысл Периодического закона заключается в периодическом изменении свойств элементов в результате периодически возобновляющихся сходных электронных оболочек атомов при последовательном возрастании значений главного квантового числа.

Рассмотрим строение ПС. В таблице находится 7 периодов, 8 групп. Причем каждая группа, кроме 8 делится на подгруппы. К главной подгруппе относятся элементы 1, 2, 3-го периода и все, что под ними, а остальное это побочная подгруппа. В подгруппах находятся электронные аналоги, т.е. они имеют одинаковое строение внешних электронных энергетических слоев. Так элементы

1 и 2-ой групп относятся к S элементам. Элементы остальных групп, главных подгрупп – это элементы P – семейств, а все элементы побочных подгрупп – это элементы d – семейств. Лантаноиды и актиноиды (f – элементы) находятся в III подгруппе в соответствии с особенностями их электронной конфигурации.

Структура электронной оболочки атомов химических элементов изменяется периодически с ростом порядкового номера элемента. Поскольку свойства есть функция строения электронной оболочки, они должны находиться в периодической зависимости от заряда ядра атома. Объясняется это тем, что периодичность присуща всей электронной оболочке атомов, а не только её внешним слоям.

### Лекция 3.

## ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ, ЕЁ ВИДЫ И СВОЙСТВА

Ранее мы рассматривали электронное строение атомов и основные закономерности ПС Д.И. Менделеева. Следующим шагом в понимании строения вещества служит выявление взаимодействия между атомами, т.е. определения и понимания такого понятия, как химическая связь. Физико-химическая природа вещества целиком определяется его химическим или кристаллохимическим строением. Химическое и кристаллохимическое строение в первую очередь определяется характером межатомных связей всех атомов, входящих в состав данного вещества.

*Химическая связь – явление взаимодействия атомов, обусловленное перекрыванием электронных облаков связывающих частиц, которое сопровождается уменьшением полной энергии системы (молекулы, кристалла, комплекса и т.п.).*

Химическая связь характеризуется энергетическими и геометрическими параметрами. Важнейшей *энергетической характеристикой* служит *энергия химической связи*, определяющая её прочность. К *геометрическим параметрам* относятся *длина химической связи, углы между связями в молекулах, кристаллах*, комплексах и т.п.

### Энергия химической связи

Мерой прочности химической связи служит энергия связи. Её величина определяется работой, необходимой для разрушения связи, или выигрышем в энергии при образовании вещества из отдельных атомов. Например, энергия связи Н – Н в молекуле водорода равно 435 кДж/моль. Это значит, что при образовании 1 моль газообразного водорода из изолированных атомов по уравнению:



выделяется 435 кДж. Такое же количество энергии должно быть затрачено на распад 1 моль  $\text{H}_2$  до атомарного состояния (энергия атомизации молекулы).

Представления об энергии связи является универсальным и в равной мере приложимо как к молекулам, так и к кристаллическому состоянию. Однако величина энергии связи при переходе от молекул к кристаллу изменяется, поскольку при этом изменяются координационное число (количество связей в расчете на один атом) и энергетическое состояние атомов. Энергия связи в рядах



однотипных соединений как для газообразных молекул, так и для кристаллов изменяются закономерно.

### Длина химической связи

Длина химической связи  $l_{\text{св}}$  равна расстоянию между центрами ядер атомов в молекуле (или кристалле). Длину связи определяют экспериментально по рентгеноструктурным и спектральным данным. Она зависит от размеров электронных оболочек и степени их перекрывания. Длина связи увеличивается с возрастанием атомного номера элемента. Также имеется определенная корреляция между длиной и энергией связи: *с уменьшением длины связи обычно растет энергия связи и соответственно устойчивость молекул.*

Таким образом, к **основным чертам** химической связи можно отнести:

— Снижение общей энергии двух- или многоатомной системы по сравнению с суммарной энергией изолированных частиц, из которых эта система образована;

— Перераспределение электронной плотности в области химической связи по сравнению с простым наложением электронных плотностей несвязанных атомов, сближенных на расстояние связи.

*К основным видам химической связи относятся ионная, ковалентная и металлическая связи. Кроме того, между молекулами возникает водородная химическая связь и происходит Ван-дер-Вальсовы взаимодействия (рис. 1.4).*

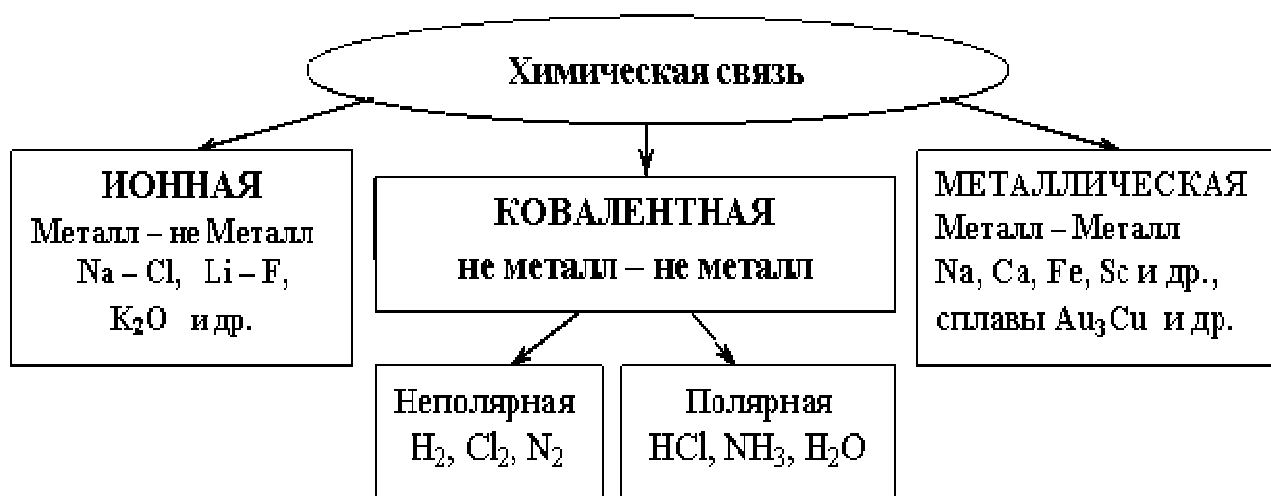


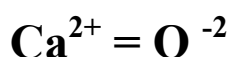
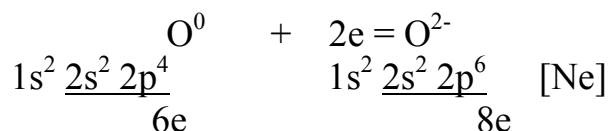
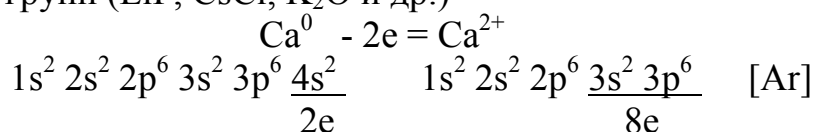
Рис. 1.4. Основные виды химической связи.

### Ионная химическая связь

В 1916 г. В. Косселем была высказана идея о том, что при химическом взаимодействии разнородные атомы стремятся приобрести конфигурацию внешней оболочки благородных газов. Это достигается отдачей или присоединением электронов нейтральными атомами химических элементов. Атомы, отдающие свои электроны, превращаются в положительно заряженные ионы (катионы). Атомы, присоединяющие электроны, превращаются в отрицательно заряженные ионы (анионы). Химическая связь осуществляется за

счет электростатического притяжения образовавшихся разноименных ионов. В этом заключается сущность теории ионной связи.

Такая связь возникает лишь в случае большой разности ЭО атомов, например между катионами s – металлов первой и второй групп ПС и анионами неметаллов VI и VII групп (LiF, CsCl, K<sub>2</sub>O и др.)



*Самопроизвольная передача электрона от металлического атома к атому неметалла в действительности вряд ли осуществляется. Дело в том, что потенциал ионизации первого порядка даже для наиболее активных щелочных металлов больше, чем сродство к электрону типичных электроотрицательных элементов. С этой точки зрения оказывается энергетически невыгодным образованием ионной связи в молекуле Na – Cl из элементов. Идеальная же ионная связь наравне с идеальными газами представляет собой типичный пример научной абстракции.*

### Ковалентная химическая связь

Начало учению о парно-электронной (ковалентной) связи положил Льюис (1916). Подобно Косселю, он считал, что при химическом взаимодействии атомы стремятся приобрести конфигурацию внешней электронной оболочки последующего благородного газа. **Стремление к созданию такой устойчивой электронной конфигурации получило название правила октета.** Это справедливо как для ионной, так и ковалентной связи.

Только, по Льюису, это достигается не отдачей и присоединением электронов, а **образованием общей электронной пары.** Каждый из взаимодействующих атомов отдает по одному электрону на образование указанной электронной пары, если возникает одинарная связь. Так, образование молекулы водорода происходит за счёт неспаренных электронов атомов: H· + ·H → H : H.

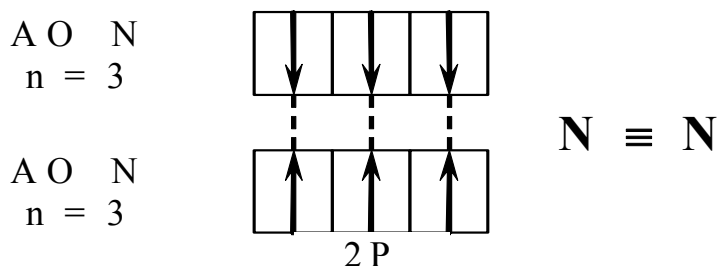
**Обозначения химической связи.** Электроны внешней оболочки, участвующие в образовании химической связи, могут изображаться точками (формула Льюиса), а связи – черточками.

**Например,** Молекула HI, связь H – I, формула Льюиса H : I, связь простая.

Молекула N<sub>2</sub>, связь N ≡ N, формула Льюиса N :: N, связь тройная.

Главное в учении о ковалентной связи — обобщение валентных электронов. В молекуле водорода обобществляются оба электрона — по одному от каждого атома водорода, которые и являются валентными. Общая электронная пара, ответственная за химическую связь, иначе называется *поделенной парой* электронов. Возникновение кратной — двойной и тройной — связи сопровождается образованием соответственно двух и трех поделенных

электронных пар. Соединение атомов азота с возникновением трех ковалентных связей (тройная связь), по Льюису, можно представить следующим образом:



Каждый атом азота имеет по три неспаренных электрона, которые и образуют три парно-электронные связи. При этом у каждого атома остается по одной неподеленной паре электронов, т.е. два электрона с антипараллельными спинами на одной атомной орбитали.

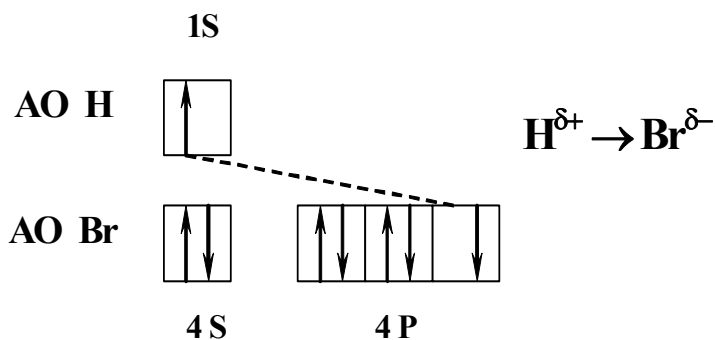
Таким образом, **ковалентная связь осуществляется электронной парой, находящейся в общем владении двух атомов, образующих химическую связь.** Ковалентную связь между одинаковыми атомами (например, в  $\text{H}_2$ ,  $\text{N}_2$ ) называют также неполярной. Молекулы или соединения, образованные на основе этих связей, называются неполярными. Их электрический момент диполя равен нулю. Ковалентная химическая связь возникает и при химическом взаимодействии атомов

разных химических элементов. Тогда обобществленная электронная пара (или электронные пары) несколько смещается в сторону более электроотрицательного партнера. Несмотря на такое смещение, электронная пара продолжает быть коллективной собственностью обоих взаимодействующих атомов. Такая ковалентная связь называется *полярной* и показана на примере образования молекулы  $\text{HBr}$ .

**В молекуле  $\text{HBr}$  связь ковалентная полярная.** Общая электронная пара смещена к более активному неметаллу (бromу). В образовании связи участвуют s – электрон атома водорода и p – электрон атома брома.

**Атом водорода**, заряд ядра +1, электронная формула:  $1s^1$

**Атом брома**, заряд ядра +35, электронная формула:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$



В правой части молекулы, то есть у брома, избыток отрицательной электронной плотности (-), а в левой избыток положительного заряда (+).

В настоящее время квантовая химия занимается вопросами раскрытия природы химической связи. Наибольшее распространение получили два квантово-химических способа приближенного расчета двух- и многоатомных систем с ковалентной связью: метод валентных связей (МВС) и метод молекулярных орбиталей (ММО). В обоих методах приближенные волновые функции сложной системы конструируются по определенным правилам (специфичным для каждого метода) из одноэлектронных атомных волновых функций, т.е. атомных орбиталей.

#### ЛЕКЦИЯ 4.

### ЭНЕРГЕТИКА ХИМИЧЕСКИХ ПРОЦЕССОВ. ТЕРМОДИНАМИЧЕСКИЕ ПАРАМЕТРЫ И ПРОЦЕССЫ

Энергетические эффекты процессов дают возможность глубже понимать механизм процессов и определить, как нужно изменить внешние условия, чтобы процесс шел в нужном направлении.

подавляющее большинство химических реакций находится во власти стихии. Они трудно контролируемые: в одних случаях их просто не удастся осуществить, хотя они в принципе осуществимы, в других – трудно остановить, например, горения и взрывы и т.д.

Раздел химии, который изучает энергетику процессов называется **термодинамикой**. Выделение химической термодинамики в самостоятельное направление учения о химических процессах обычно связывают с появлением в 1884 г. «Очерки по химической динамике» голландского химика Я. Вант-Гоффа. В ней обоснованы законы, устанавливающие зависимость направления химической реакции от изменения температуры и теплового эффекта реакции. Основными рычагами управления реакции выступают: температура, давление (если реакция происходит в газовой фазе) и концентрация реагирующих веществ (если реакция идет в жидкой фазе).

**Термодинамика изучает возможность или невозможность самопроизвольного перехода системы из одного состояния в другое и энергетические эффекты этих переходов.**

Введем основные понятия. **Системой** называется совокупность находящихся во взаимодействии веществ или частиц, мысленно или фактически обособленная от окружающей среды. Все, что находится вне системы, называется **внешней средой**. Системы различают по способу взаимодействия с окружающей средой на: изолированные (нет обмена ни веществом, ни энергией), **закрытые** (нет обмена веществом, есть энергией) и **открытые** системы (есть обмен веществом и энергией). Также различают **гомогенные** (состоят из одной фазы) и **гетерогенные** (состоящие из нескольких фаз) системы.

Химическая система характеризуется определенными **параметрами** и существует при определенных **условиях**.

При протекании химической реакции изменяется энергетическое состояние системы, в которой идет эта реакция. Состояние системы характеризуется **термодинамическими параметрами** ( $p$ ,  $T$ ,  $s$  и др.). При изменении параметров

меняется и состояние системы. В классической термодинамике свойство системы рассматриваются при её равновесном состоянии.

Термодинамические свойства системы можно выразить с помощью нескольких функций состояний системы, называемых характеристическими функциями, они не зависят от способа пути достижения данного состояния системы. Рассмотрим четыре наиболее используемые в химии характеристические функции: **внутренняя энергия U**, **энтальпия H**, **энтропия S**, **энергия Гиббса G**.

Все системы обладают определенной энергией, и эту энергию в термодинамике называют **внутренней энергией системы**: это энергия сумма энергий движения всех частиц, составляющих систему, т.е. это поступательное, вращательное, колебательное движение атомов и молекул, энергия движения электронов в атоме и энергия, заключенная в ядрах атома. **Внутренняя энергия зависит** от природы вещества, количества и агрегатного состояния ( $V, p, T$ ). При  $p = \text{const}$ ,  $U_{\text{H}_2\text{O (лед)}} < U_{\text{H}_2\text{O (ж)}} < U_{\text{H}_2\text{O (пар)}}$ . Абсолютное значение внутренней энергии определить сложно и в ходе процесса определяют изменение внутренней энергии, по теплоте и работе, т.е.  $\Delta U = Q - A$ .

### Термодинамические процессы

Далее будем рассматривать и другие энергетические функции состояния. Но для этого необходимо рассмотреть понятие процесс. **Процессом называется переход системы из одного состояния в другое**. Процесс может идти **самопроизвольно** – без внешнего воздействия на систему и не самопроизвольно (вынужденный процесс), протекающий при воздействии на систему, связанный с затратой работы.

Теоретическое и практическое изучение процессов упрощается при постоянстве условий:

- ✓ процесс, протекающий при постоянном объеме, называется **изохорным** ( $V = \text{const}$ ,  $\Delta V = 0$ ). Близки к изохорным все процессы без участия газов;
- ✓ процесс, протекающий при постоянном давлении, называется **изобарным** ( $p = \text{const}$ ,  $\Delta p = 0$ ). К этому типу относятся всевозможные процессы в условиях атмосферного давления, если считать его приблизительно постоянным;
- ✓ процесс, протекающий при постоянной температуре, называется **изотермическим** ( $T = \text{const}$ ,  $\Delta T = 0$ ). В химии для осуществления таких процессов используются специальные устройства – термостаты. Примером термостата является домашний холодильник;
- ✓ процесс, протекающий при постоянном давлении и температуре, называется **изобарно-изотермическим**. Все процессы, протекающие в организме человека, можно отнести к изобарно-изотермическим;
- ✓ процесс, протекающий при постоянном объеме и температуре, называется **изохорно – изотермическим**;
- ✓ процесс, протекающий без передачи тепла ( $Q = 0$ ), называется **адиабатическим**. К таким процессам относятся быстрые химические реакции, и в частности, взрывные процессы.

Важнейшими понятиями в термодинамике являются обратимые и необратимые процесс. Об этом чуть подробнее разберем далее.

**Теплота – неупорядоченная форма передачи энергии в результате контакта непрерывно движущихся микрочастиц.** Условием передачи энергии в форме теплоты является возникновение разности температур. Тогда теплота переходит из области с высокой температурой в область с низкой температурой.

**Работа – упорядоченная форма передачи энергии, связанная с преодолением внешнего сопротивления.**

Работа в конечном счете переходит в теплоту. Многие, вероятно замечали, что шляпка забиваемого гвоздя нагревается.

### ***Закон сохранения энергии. 1 начало термодинамики***

Первый закон термодинамики является формой выражения закона сохранения энергии. «Энергия не может ни создаваться, ни исчезать, но может превращаться из одной формы в другую». Его справедливость доказана многовековым опытом человечества. Итак, любая система характеризуется внутренней энергией, мерами изменения которой служат теплота и работа. Приращение внутренней энергии системы в любом процессе равно сумме теплоты, подведенной к системе, и работы, которую совершают внешние силы над системой.

Количественное выражение первого закона термодинамики:

$$Q = \Delta U + W, \quad (1)$$

где  $Q$  – теплота,  $\Delta U$  – изменение внутренней энергии,  $W$  - работа.

Изменение энергии системы при протекании в ней химической реакции при условии, что система не совершает никакой другой работы, кроме работы расширения, называется тепловым эффектом химической реакции. В термодинамике тепловой эффект реакции (при постоянном давлении) равен изменению энтальпии системы:

$$\Delta H = \Delta U + p \cdot \Delta V, \quad (2)$$

где  $\Delta H$  – изменение энтальпии,  $p$  – давление,  $\Delta V$  – изменение объема.

**Энтальпия – это функция состояния, изменение которой равно теплоте необратимого изобарно – изотермического процесса.**

Теплота, полученная системой, идет на увеличение внутренней энергии системы и на работу совершающуюся системой.

### **Термодинамическая система знаков**

Если в результате реакции теплота выделяется ( $+Q$ ), т.е. энтальпия системы понижается ( $\Delta H < 0$ ), то реакция называется **экзотермической**. Реакция, протекающая с поглощением теплоты ( $-Q$ ), т.е. с повышением энтальпии системы ( $\Delta H > 0$ ), называется **эндотермической**.

Одной из движущих сил химической реакции является рассмотренное нами уменьшение энтальпии системы, т.е. экзотермический тепловой эффект реакции. Как показывает опыт, большинство экзотермических реакций ( $\Delta H < 0$ ) протекают самопроизвольно. Самопроизвольными называются процессы, протекающие без подвода энергии от внешнего источника. Однако условие  $\Delta H < 0$  не может быть

критерием самопроизвольного протекания химических реакций, т.к. существуют самопроизвольные эндотермические реакции, например, растворение некоторых солей ( $KCl$ ,  $NH_4NO_3$ ) в воде.

### Термохимия

Термохимия - это раздел химии, который изучает тепловые эффекты химических процессов. В основе термохимии лежит закон Г.И. Гесса, который гласит:

**«Тепловой эффект химической реакции не зависит от пути протекания процесса, а зависит только от начального и конечного состояния процесса (выполняется только, если процесс идет при постоянном давлении или объеме)».**

Используя закон Гесса можно рассчитать тепловые эффекты процессов, которые практически провести сложно или не возможно. Рассчитать тепловые эффекты х.р. можно используя следствия из закона Гесса с применением табличных данных по теплотам образования или теплотам сгорания веществ, участвующих в реакции:

1) Тепловой эффект процесса равен сумме теплообразования конечных веществ минус сумма теплообразования исходных веществ, с учетом количества молей реагирующих веществ.

$$\Delta H^{\circ}_{реакц.} = \sum (n \Delta H^{\circ}_{обр.})_{прод.} - \sum (n \Delta H^{\circ}_{обр.})_{исх.},$$

где  $n$  – стехиометрические коэффициенты.

**$\Delta H^{\circ}_{обр.}$  стандартная теплота образования – это теплота, которая выделяется, реже поглощается, при образовании 1 моль сложного вещества из простых.**

При этом простые вещества берутся в стандартном состоянии, и для них теплота образования принимается равной нулю.

2) Тепловой эффект процесса равен сумме теплоты сгорания исходных веществ минус сумма теплоты сгорания конечных веществ, с учетом количества молей реагирующих веществ.

$$\Delta H^{\circ}_{реакц.} = \sum (n \Delta H^{\circ}_{сгор.})_{исх.} - \sum (n \Delta H^{\circ}_{сгор.})_{прод.},$$

где  $n$  – стехиометрические коэффициенты.

**$\Delta H^{\circ}_{сгор.}$  Стандартная теплота сгорания – это теплота, которая выделяется, только при сгорании 1 моль вещества до высшей степени окисления.**

Теплоты образования и сгорания различных соединений в стандартных условиях ( $T = 298K$ ,  $p = 101325$  Па) приводятся в справочной литературе.

## ЛЕКЦИЯ 5.

### НАПРАВЛЕННОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ ПРОЦЕССОВ

Существуют в термодинамике функции, по изменению которых в ходе процесса можно определить возможность прохождения процессов в заданных условиях и их самопроизвольное протекание. Под самопроизвольными



процессами понимают процессы, которые идут без затрат энергии из вне, и входе которых можно получить полезную работу. Самопроизвольность процесса связана с их необратимостью. К самопроизвольным процессам можно отнести: переход тепла от тела более нагретого к менее нагретому, кристаллизация, растворение веществ, переход электричества от тепла с большим потенциалом к телу с меньшим потенциалом.

### Порядок и беспорядок в системе

Кроме уменьшения энтальпии системы (энтальпийного фактора) имеется другая движущая сила самопроизвольного процесса. Такой силой является стремление частиц (молекул, ионов, атомов) к хаотичному движению, а системы – к переходу от более упорядоченного состояния к менее упорядоченному. Например, если два сосуда с индивидуальными жидкостями соединить друг с другом, то через некоторое время произойдет смешение жидкостей, система из более упорядоченного состояния (индивидуальная жидкость) перейдет в менее упорядоченное (смесь жидкостей). Примеров в окружающем мире мы наблюдаем множество, люди проходят свой жизненный путь и стареют, умирают. Самые прочные здания на протяжении веков ветшают и рушатся.

**Мерой неупорядоченности состояния системы служит термодинамическая функция, получившая название энтропии.** Состояние системы можно характеризовать микросостояниями составляющих её частиц, т.е. их мгновенными координатами и скоростями различных видов движения в различных направлениях. Число микросостояний системы называется термодинамической вероятностью системы  $W$ . Т.к. число частиц в системе огромно (например, в 1 моль имеется  $6,02 \cdot 10^{23}$  частиц), то термодинамическая вероятность системы выражается огромными числами, поэтому пользуются логарифмом термодинамической вероятности  $\ln W$ . Энтропией системы называется величина равная

$$S = k \cdot \ln W \quad (1)$$

где,  $S$  – энтропия Дж/К,  $k = 1,38 \cdot 10^{-23}$  Дж/К – постоянная Больцмана.

Изменение энтропии процесса  $\Delta S$  можно рассчитать по разности между суммами энтропий продуктов реакции и исходных веществ, с учетом количества молей участвующих реагентов:

$$\Delta S_{реакц.} = \sum (n S^0)_{прод.} - \sum (n S^0)_{исх.}$$

Зависит энтропия от природы веществ, объема, давления, температуры, количества и агрегатного состояния веществ.

Для расчета стандартного изменения энтропии химической реакции  $\Delta S_p$  необходимо знать энтропию отдельных веществ. Для индивидуальных веществ может быть определено абсолютное значение энтропии на основе постулата, называемого **третьим началом термодинамики: энтропия идеального кристалла при абсолютном нуле температуры равно нулю.**

Тогда по известной теплоемкости вещества можно вычислить энтропию при данной температуре по уравнению

$$S = \int_0^T \frac{C}{T} dT$$

Абсолютные энтропии всех веществ при стандартных условиях находятся в справочниках физико-химических величин:

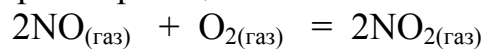
$$S_{298}^{\circ}(\text{H}_2\text{O})_{\text{кр.}} = 39,3 \text{ Дж/моль}\cdot\text{К}; \quad S_{298}^{\circ}(\text{H}_2\text{O})_{\text{ж}} = 69,9 \text{ Дж/моль}\cdot\text{К};$$

$$S_{298}^{\circ}(\text{H}_2\text{O})_{\text{пар}} = 188,4 \text{ Дж/моль}\cdot\text{К}.$$

Энтропия вещества последовательно возрастает при переходе от твердого к жидкому и газообразному состоянию, так как при этих фазовых переходах поглощается теплота и растет неупорядоченность.

$$S_{298}^{\circ}(\text{H}_2\text{O})_{\text{кр.}} < S_{298}^{\circ}(\text{H}_2\text{O})_{\text{ж}} < S_{298}^{\circ}(\text{H}_2\text{O})_{\text{пар}}$$

В химических реакциях энтропия возрастает особенно существенно при увеличении количества вещества газов. Поэтому знак  $\Delta S$  можно определять примерно. Например, рассматривая реакцию:



Можно сказать, не производя расчетов, что энтропия смеси в ходе реакции при постоянной температуре уменьшается, так как из 3 моль газа получается 2 моль газа.

Изменение энтропии в ходе процесса

$$\Delta S = Q/T = \Delta H/T$$

т.е. изменение энтропии равно количеству приведенной теплоты в изотермическом процессе. Отсюда,  $\Delta Q = T \cdot \Delta S$ , подставим в формулу 1 начала термодинамики, получим

$$T \cdot \Delta S = \Delta U + p\Delta V$$

Получили уравнение, которое связывает энтропийный фактор с энергетическим (энтальпийным).

Закон природы, констатирующий самопроизвольное протекание процессов в направлении возрастания неупорядоченности, имеет несколько эквивалентных формулировок, и называется второе начало термодинамики.

### ***Принцип возрастания энтропии. 2 начало термодинамики***

Знаменитое второе начало (закон) термодинамики в формулировке немецкого физика Р. Клаузиуса звучит так:

*«Теплота не переходит самопроизвольно от холодного тела к более горячему».*

Второй закон термодинамики имеет следующую формулировку для систем, которые не обмениваются с окружающей средой ни энергией, ни веществом (изолированные системы):

*«В изолированных системах самопроизвольно идут только такие процессы, которые сопровождаются возрастанием энтропии  $\Delta S > 0$ ».*

Системы, в которых протекают химические реакции, не бывают изолированными, т.к. они сопровождаются изменением внутренней энергии системы (тепловым эффектом реакции), т.е. система обменивается энергией с окружающей средой. Таким образом, химические реакции обычно сопровождаются изменением, как энтропии, так и энтальпии.

Физический смысл возрастания энтропии сводится к тому, что максимальная энтропия означает полное термодинамическое равновесие, что эквивалентно полному хаосу.

Энтальпийный и энтропийный факторы, характеризующие две противоположные тенденции процессов – стремление к порядку и стремление беспорядку, взятые по отдельности, не могут быть критериями самопроизвольного течения химических реакций.

Для **изохорно-изотермических процессов** их объединяет функция, называемая **энергией Гельм-Гольца** процесса ( $\Delta F$ ), равная

$$\Delta F = \Delta U - T\Delta S \quad (2)$$

Для **изобарно-изотермических процессов** их объединяет функция, называемая **энергией Гиббса** процесса ( $\Delta G$ ), равная

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \quad (3)$$

**Энергия Гиббса – это функция состояния системы, изменение которой равно максимально полезной работе процесса.**

Итак, критерием самопроизвольного протекания реакции в открытых системах является энергия Гиббса этой реакции, которая суммирует энтальпийный и энтропийный факторы.

**Условием самопроизвольного течения реакции является снижение энергии Гиббса системы:  $\Delta G < 0$ .**

Если расчет показал, что  $\Delta G = 0$  или  $\Delta F = 0$ , то система в заданных условиях находится в состоянии равновесия.

Таблицы термодинамических свойств веществ содержат также стандартные значения изменения энергии Гиббса образования сложных веществ из простых веществ, обозначаемые как  $\Delta G^0$ . По этим данным рассчитывается стандартное изменение энергии Гиббса химической реакции,  $\Delta G_p$ :

$$\Delta G_{\text{реакц.}} = \sum (n G^0)_{\text{прод.}} - \sum (n G^0)_{\text{исх.}}$$

Расчет  $\Delta G_p$  производят как по табличным значениям  $\Delta G^0$  веществ, участвующих в реакции, так и по предварительно вычисленным значениям  $\Delta H_p$  и  $\Delta S_p$ , после чего применяют формулу для изменения энергии Гиббса:

$$\Delta G_p = \Delta H_p - T\Delta S_p$$

## Лекция 6.

### ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА

#### Термодинамические и кинетические факторы химических реакций

Существуют два фактора осуществимости химических реакций - термодинамический и кинетический.

**Под термодинамическим фактором** подразумевается **возможность самопроизвольного протекания процесса, глубина превращения, т.е. величина константы равновесия, и условия смещения равновесия в желаемом направлении.**

**Под кинетическим фактором** подразумевается **возможность существования систем в термодинамически неустойчивых состояниях,**

**скорость протекающих в них процессов и способы их ускорения или замедления.**

**Химическая кинетика** – это раздел химии, который изучает зависимость протекания химических процессов от различных структурно-кинетических факторов: строения исходных реагентов, их концентрации, наличия в реакторе катализаторов и других добавок, способов смешивания реагентов, материалов и конструкции реактора и т.п.

Его задача состоит в изучении факторов влияющих на скорости реакций, выборе условий проведения промышленных химических процессов, прогнозировании возможности осуществления новых химических реакций.

### **Скорость химических реакций**

Различие в скоростях химических реакций обнаруживается и в природных процессах, и в бытовых условиях, и в химических экспериментах. Каким образом количественно охарактеризовать темп химических превращений? Есть две наиболее распространенные характеристики: **период (время) превращения и скорость.**

Количество исходного вещества убывает во времени, как правило, с замедлением. Весь период полного превращения неопределенно растягивается. Поэтому принято в качестве временной характеристики использовать **период полупревращения,  $t_{1/2}$  – время, за которое количество или концентрация исходного вещества уменьшается в два раза (на 50%).** Таким способом характеризуют, в частности, распад радионуклидов, так как их период полупревращения не зависит от исходного количества.

Более точная характеристика темпа химической реакции – скорость. В любом механическом, физическом, химическом и т.д. процессе скоростью называется производная переменной величины по времени.

**Скорость химической реакции равна изменению количества вещества в единицу времени в единице реакционного пространства.**

Различают среднюю и мгновенную скорость реакции. **Средняя скорость реакции равна:**

$$v = (c_2 - c_1)/(t_2 - t_1) = -\Delta c / \Delta t, \quad (1)$$

где  $c_2$  и  $c_1$  – концентрации исходного вещества в момент времени  $t_2$  и  $t_1$ /

Знак минус означает, что концентрация исходного вещества уменьшается. В ходе реакции изменяются концентрации реагирующих веществ и соответственно скорость реакции. **Скорость реакции в данный момент времени или, мгновенная (истинная) скорость реакции  $v$ , равна:**

$$v = \pm dc/dt \quad (2)$$

Скорость реакции принимается всегда положительной, поэтому производная исходных концентраций берется со знаком минус, а продуктов реакции – со знаком плюс.

На скорость реакции влияют многие факторы: **концентрация реагентов, температура, катализаторы, внешние воздействия, например, излучения.**

### **Зависимость скорости реакции от концентрации веществ**

Чтобы произошла реакция, необходимо столкновение реагирующих частиц. При одной и той же температуре число столкновений растет с увеличением числа реагирующих частиц в единице объема, т.е. с возрастанием концентрации реагентов. Соответственно скорость реакции повышается с увеличением концентрации реагирующих веществ.

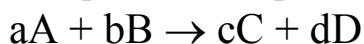
Реакции могут протекать в одну или несколько стадий. Разберем пример простой химической реакции.

**Реакции, осуществляющиеся в одну элементарную стадию, называются простыми.**

**Реакции, осуществляющиеся в две или более элементарные стадии, называются сложными.**

**Последовательность элементарных стадий реакций называется механизмом реакции. Число частиц, участвующих в элементарном превращении, называется молекулярностью реакции.**

Все эти сведения необходимы для понимания зависимости скорости реакции от концентрации. Скорость простой необратимой реакции



**Скорость простой химической реакции пропорциональна произведению концентрации реагирующих веществ, взятых в степенях количества молей этих веществ и равна**

$$v = kc_A^{v^a}c_B^{v^b}, \quad (3)$$

где  $k$  – константа скорости реакции;  $v^a$  и  $v^b$  – коэффициенты, называемые порядком реакции по веществу А и В,  $c_A$  и  $c_B$  – концентрации реагирующих веществ. **Уравнение (3) называется кинетическим уравнением химической реакции.**

Сумма показателей степени при концентрациях называется *порядком кинетического уравнения*, а каждый в отдельности показатель степени – *порядком реакции* по соответствующей концентрации. Коэффициент пропорциональности  $k$  называется константой скорости реакции, каждая реакция характеризуется своей константой скорости. Константа скорости не зависит от концентрации реагентов, но зависит от их природы и температуры. Константа скорости численно равна скорости реакции при концентрации реагентов, равных 1 моль/л.

Константа скорости и порядок являются кинетическими характеристиками, знание которых необходимо для практического осуществления химических процессов на заводах. Определяются эти характеристики только опытным путем. В реакционной смеси известного состава измеряют концентрацию одного из имеющихся веществ через определенные промежутки времени. Получается набор значений  $t_i - C_i$ . Проводят ряд опытов при различных соотношениях концентраций реагирующих веществ. Дальнейшая математическая обработка позволяет вычислить константу равновесия и порядок реакции.

### **Зависимость скорости реакции от температуры**

Причина повышения скорости реакции при увеличении температуры была установлена С. Аррениусом (1889г). Он доказал, что в реакцию могут вступать только те молекулы, которые обладают определенным запасом энергии, т.е. активные молекулы.

$$k = k_0 e^{(-E_a/RT)}, \quad (8)$$

где  $k$  – константа скорости реакции;  $k_0$  – предэкспоненциальный множитель;  $e$  – основание натурального логарифма;  $E_a$  – энергия активации, определяемая природой реакции;  $R$  – универсальная газовая постоянная;  $T$  – температура.

Или в логарифмическом виде

$$\ln k = \ln A - B/T \quad (9)$$

Последнее уравнение является уравнением прямой линии. Поэтому, определив экспериментальным путем константу скорости при нескольких температурах ( $T_1, T_2, T_3 \dots$ ) и построив график в координатах  $\ln k - 1/T$ , можно из графика определить параметры  $A$  и  $B$ . Зная эти параметры, можно вычислить константу скорости при любой температуре.

Максимум кривой распределения находится вблизи средней кинетической энергии. Общее количество молекул пропорционально площади под кривой распределения. В области высоких энергий заштрихована площадь, пропорциональная числу *активных молекул* – имеющих кинетическую энергию, достаточную для химического превращения. В сравнении с общим числом молекул доля активных молекул очень мала. При повышении температуры средняя кинетическая энергия молекул возрастает, максимум на ней понижается. В результате этого происходит быстрое увеличение доли активных соударений и рост константы скорости. Для химического превращения молекулы должны иметь некоторый минимальный избыток энергии  $E_a$  относительно средней энергии, называемой энергией активации.

**Энергия активации представляет собой избыток кинетической энергии частиц относительно средней энергии, необходимый для химического превращения сталкивающихся частиц.**

Энергия активации – это энергия, необходимая для перехода частиц в состояние активированного комплекса. Частицы, энергия которых равна или выше энергии активации, называются активными. С ростом температуры растет доля этих частиц и соответственно скорость реакции. С увеличением энергии активации уменьшается доля активных молекул и скорость реакции.

Энергия активации определяется графически по тангенсу угла наклона прямой линии. Или аналитически, зная значения констант скоростей при двух температурах.

При обычной температуре доля активных частиц увеличивается в соответствии с зависимостью **Вант – Гоффа**.

**При повышении температуры на каждые 10 градусов скорость большинства химических реакций увеличивается в 2 – 4 раза.**

$$v_2 / v_1 = \gamma^{(T_2 - T_1)/10}, \quad (10)$$

где  $v_1$  и  $v_2$  – скорости реакций при температурах  $T_1$  и  $T_2$ ,  $\gamma$  - коэффициент, значение которого для эндотермической реакции выше, чем для экзотермической реакции ( $\gamma_{\text{энд.}} > \gamma_{\text{экз.}}$ ).

Для многих реакций  $\gamma$  лежит в пределах 2-4. Уравнение (10) можно использовать лишь для ориентировочных расчетов, т.к. их точность не очень высока.

### **Зависимость скорости реакции от катализаторов**

Если реакция в заданных условиях протекает медленно, а температуру повысить нельзя, то применяют катализаторы. Наиболее мощным средством интенсификации химических реакций является применение *катализаторов, т.е. веществ, которые ускоряют химические реакции, но не испытывают химические превращения в их результате*. **Явление изменения скорости реакции под воздействием катализаторов называется катализом.**

Принцип действия катализатора схематично можно представить следующим образом:

1.  $A + B = AB$ , K – катализатор
2.  $A + K = AK$
3.  $AK + B = AB + K$

Суть действия катализатора заключается в том, что в его присутствии реакция идет по стадиям, при этом не уменьшает энергии активации исходных веществ, но образует на следующих стадиях новые промежуточные вещества, энергия активации которых меньше, и, следовательно, реакции по стадиям идут быстрее при заданной температуре.

## **ЛЕКЦИЯ 7.**

### **ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ**

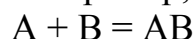
#### **В ГОМОГЕННЫХ И ГЕТЕРОГЕННЫХ СИСТЕМАХ**

##### **Необратимые и обратимые реакции. Константа равновесия**

Реакции могут протекать **необратимо и обратимо**. *Необратимые реакции* идут до полного израсходования исходных веществ и в системе, когда заканчивается реакция можно определить только конечные вещества. *Обратимые реакции*, это когда в ходе реакции образуются конечные вещества и по мере накопления конечных веществ они могут взаимодействовать и протекает обратная реакция, т.е. в таких системах в любой момент времени можно обнаружить как исходные вещества, так и конечные.

Например, 
$$N_2 + J_2 \leftrightarrow 2NJ$$

Таким образом, обратимые реакции протекают в прямом и обратном направлениях, поэтому при расчете скорости процесса необходимо учитывать скорости прямых и обратных реакций. Например, для реакции



$$v_{\text{пр.}} = k_1 c_A c_B, v_{\text{обр.}} = k_2 c_{AB} \quad (1)$$

где  $v_{\text{пр.}}$  и  $v_{\text{обр.}}$  – скорости прямой и обратной реакций;  $k_1$  и  $k_2$  – константы скоростей прямой и обратной реакции.



По мере протекания реакции концентрации исходных веществ уменьшаются, а продуктов реакции – растут. При некоторых концентрациях исходных веществ и продуктов реакции скорости прямой и обратной реакции становятся равными:

$$v_{\text{пр.}} = v_{\text{обр.}}, v = 0. \quad (2)$$

**Химическим равновесием называют состояние системы, когда в обратимой химической реакции концентрации всех веществ становятся постоянными, а реакция продолжается в прямом и обратном направлениях с равными скоростями.**

Уравнение (2) является кинетическим условием химического равновесия. С учетом уравнения (1) получаем:

$$k_1 \cdot [A][B] = k_2 \cdot [AB] \quad \text{или} \quad [AB] / [A][B] = k_1 / k_2, \quad (3)$$

где  $[A]$ ,  $[B]$  и  $[AB]$  – равновесные концентрации веществ А, В и АВ. Левая и правая части уравнения равны константе равновесия

$$K_c = \frac{k_1}{k_2} = \frac{[AB]}{[A][B]} \quad (4)$$

Уравнение (4) является выражением закона действующих масс.

**«Скорость химических реакций при постоянной температуре пропорциональна произведению концентрации реагирующих веществ».**

Например, для реакции



Если вещества находятся в газообразном состоянии, то константу равновесия выражают через парциальное давление веществ (парциальное давление газа – это его количество, когда он находится в смеси газов), тогда  $K_p$  для реакции



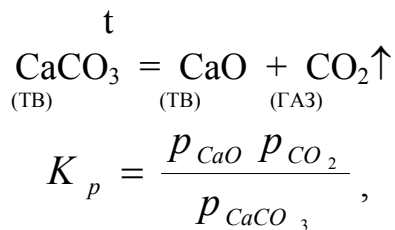
$$K_p = \frac{k_1}{k_2} = \frac{p_C^c p_D^d}{p_A^a p_B^b} \quad (5)$$

Итак, для обратимых химических реакций необходимо учитывать скорость как прямых, так и обратных реакций. Константа химического равновесия равна отношению констант скоростей прямой и обратной реакций.

**Константа равновесия показывает отношение произведения концентраций или парциальных давлений конечных веществ к произведению концентраций или парциальных давлений начальных веществ, причем величины  $p$  и  $C$  взяты в степени их стехиометрических коэффициентов.**

**Константа равновесия, так же как и константа скорости зависит только от природы веществ и температуры.**

Если процесс идет в гетерогенной системе, например, получение воздушной извести из известняка



но при постоянной температуре давлении пара над единицей поверхности твердого вещества есть величина постоянная, тогда  $K_p = P_{\text{CO}_2}$ .

Признаками химического равновесия являются:

- 1) Оно может быть достигнуто с обеих сторон, т.е. при заданных условиях наступит одно и то же состояние равновесия.
- 2) Состояние равновесия следует за изменением внешних условий, если изменить концентрацию, температуру, давление, то наступит новое состояние равновесия, но при возвращении условий к прежним, система возвращается в прежнее состояния равновесия.
- 3) Состояние химического равновесия не зависит от катализаторов.

### Смещение химического равновесия

**Смещением химического равновесия называется процесс, возникающий в равновесной системе в результате внешнего воздействия.**

Состояние равновесия может изменяться под действием внешних факторов согласно **принципу Ле Шателье (1884 г.):**

*«Если на систему находящуюся в равновесии оказывать внешнее воздействие, т.е. изменить концентрацию, температуру, давление, то в системе увеличивается скорость той реакции, в ходе которой уменьшается воздействие, т.е. равновесие смещается в сторону уменьшения внешнего воздействия».*

### Изменение концентрации

— При увеличении (уменьшении) концентрации любого из веществ равновесие смещается в сторону его расходования (образования).

### Смещение равновесия под действием внешней температуры

— Увеличение (уменьшение) температуры смещает равновесие в сторону эндотермической (экзотермической) реакции.

Изменение температуры влияет на изменение состояния равновесия только тех систем, которые идут с выделением или поглощением теплоты. Если теплота выделяется, то такие реакции называют экзотермические ( $\Delta H < 0$ ). Если теплота в ходе реакции поглощается, то такие реакции называют эндотермическими ( $\Delta H > 0$ ).

При написании реакции тепловой эффект всегда ставиться для прямой реакции. Например:  $\text{C} + \text{O}_2 \leftrightarrow \text{CO}_2$ ,  $\Delta H = -393 \text{ кДж/моль}$

### Смещение равновесия под действием внешнего давления

— Повышение давления увеличивает концентрации газообразных веществ, находящихся в равновесной системе в меньшем объеме.

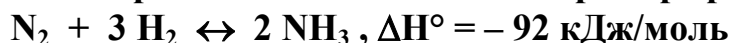
Изменение давление влияет на смещение равновесия, только в тех системах, в которых участвуют газообразные вещества. Так для реакции



С увеличением внешнего давления равновесие смещается влево, в сторону обратной реакции.

Таблица 1

**Применение принципа Ле Шателье на примере реакции**



Воздействие	Результат	Ответ системы	Вывод: Равновесие сместится
Добавление $\text{H}_2$	$C(\text{H}_2) \uparrow$	$C(\text{H}_2) \downarrow$	$\rightarrow$
Добавление $\text{N}_2$	$C(\text{N}_2) \uparrow$	$C(\text{N}_2) \downarrow$	$\rightarrow$
Удаление аммиака	$C(\text{NH}_3) \downarrow$	$C(\text{NH}_3) \uparrow$	$\rightarrow$
Сжатие	$p = \frac{\sum n_i RT}{V} \uparrow$	$\sum n_i \downarrow$	$\rightarrow$
Расширение	$p = \frac{\sum n_i RT}{V} \downarrow$	$\sum n_i \uparrow$	$\leftarrow$
Нагревание	$T \uparrow$	$T \downarrow$	$\leftarrow$
Охлаждение	$T \downarrow$	$T \uparrow$	$\rightarrow$
Внесение катализатора	$v_{\text{пр.}} \uparrow, v_{\text{обр.}} \uparrow$	-	Не смещается

**Используя принцип Ле-Шателье можно варьировать условия проведения процессов, например, чтобы добиться наибольшего выхода продуктов реакции.**

**Лекция 8.**

**ОБЩИЕ СВОЙСТВА РАСТВОРОВ**

Очень многие химические реакции, в том числе технически и жизненно важные, протекают в жидких растворах. Так как на равновесие и кинетику этих реакций оказывает влияние растворитель, то процессы в растворах имеют свои особенности.

**Способы выражения концентрации растворов**

Свойства растворов зависят не только от природы составляющих их веществ, но и от относительного содержания веществ, т.е. концентрации.

*Отношение количества или массы вещества, содержащегося в растворе, к объему или массе этого раствора называются концентрацией.*

Применяются различные виды количественного выражения концентрации в зависимости от характера проводимой работы с растворами.

**Массовая доля вещества,  $\omega_2$**  – отношение массы данного компонента, содержащегося в растворе, к общей массе этого раствора. Массовая доля может быть выражена в долях единицы, процентах и др.

$$\omega_2 = m_2 / m_{\text{р-ра}}$$

**Молярная доля растворенного вещества  $\chi_2$** ,  $\chi_2$  – отношение количества вещества данного компонента (в молях), содержащегося в растворе, к общему количеству вещества (в молях). Молярная доля может быть выражена в долях единицы ( $\chi_2$ ), процентах (%) – сотая доля и т.д.

$$\chi_2 = v_2 / (v_2 + v_1)$$

где  $v_2$  и  $v_1$  – соответственно количества растворенного вещества и растворителя.

#### Молярная доля растворителя

$$\chi_1 = v_1 / (v_2 + v_1)$$

**Молярная концентрация вещества,  $C_M$**  – отношение количества вещества (в молях), содержащегося в растворе, к объему этого раствора. Единица измерения молярной концентрации **моль/л**. Например,  $C_{\text{СН}_3\text{СООН}} = 0,1$  **моль/л**.

$$C_M = v_2 / V_{\text{раствора}}; \quad C_M = m_2 / M_2 \cdot V_{\text{раствора}}$$

**Моляльная концентрация вещества,  $C_m$**  – отношение количества вещества (в молях), содержащегося в растворе, к 1000 г растворителя. Единица измерения моляльной концентрации **моль/кг**. Например,  $C_{\text{СН}_3\text{СООН}} = 0,1$  **моль/кг**.

$$C_m = m_2 \cdot 1000 / M_2 \cdot m_1$$

**Молярная концентрация эквивалентов (нормальная концентрация),  $C_N$**  – отношение числа эквивалентов растворенного вещества к объему раствора. Размерность моль – экв./л.

$$C_N = m_2 / M_N \cdot V_{\text{раствора}}$$

**Объемная доля,  $\varphi_2$**  – отношение объема данного компонента, содержащегося в смеси, к общему объему смеси. Объемная доля может быть выражена в долях единицы, процентах и др.

$$\varphi_2 = V_2 / V_{\text{общ}}$$

#### Общие свойства растворов

Общими являются свойства растворов, которые зависят от концентрации и практически не зависят от природы растворенного вещества. Они также называются **коллигативными**. Такие свойства могут проявляться в полной мере в идеальных растворах. **Идеальным называют раствор, в котором не происходят химические реакции между компонентами, а силы межмолекулярного взаимодействия между компонентами одинаковы.** Соответственно, образование этих растворов не сопровождается тепловым эффектом ( $\Delta H = 0$ ) и каждый компонент ведет себя в растворе независимо от других компонентов. К идеальным растворам по своим свойствам приближаются очень разбавленные растворы, т.е. растворы с очень низкой концентрацией растворенного вещества. К общим свойствам растворов относятся **понижение давления насыщенного пара растворителя над раствором и температуры замерзания, повышение температуры кипения и осмотическое давление.** Эти свойства проявляются в случае растворов нелетучих растворенных веществ, т.е. веществ, давлением паров которых можно пренебречь.

#### Закон Рауля

Французский ученый Рауль открыл закон, согласно которому **относительное понижение насыщенного пара растворителя А над раствором  $\Delta p_A$  пропорционально молярной доле растворенного нелетучего вещества  $X_B$ :**

$$\frac{p_A^0 - p_A}{p_A^0} = X_B, \quad (1)$$

где  $p_A^0$ ,  $p_A$  – давление насыщенного пара растворителя соответственно над чистым растворителем и над раствором;  $X_B$  – мольная доля растворенного нелетучего вещества.

Из уравнения следует, что с увеличением содержания нелетучего растворенного компонента давление пара растворителя над раствором уменьшается. Из закона Рауля вытекают два следствия. Согласно одному из них **температура кипения раствора выше температуры кипения растворителя.** Это обусловлено тем, что давление насыщенного пара растворителя над раствором становится равным атмосферному давлению (условие кипения жидкости) при более высокой температуре, чем в случае чистого растворителя.

**Повышение температуры кипения  $\Delta T_{\text{кип.}}$  пропорционально моляльности раствора  $C_m$ , если растворителем является вода, то выражение имеет вид**

$$\Delta T_{\text{кип.}} = E_{\text{H}_2\text{O}} \cdot C_m \quad (2)$$

где  $E_{\text{H}_2\text{O}}$  – эбулиоскопическая постоянная растворителя.

Данное выражение используется для растворов неэлектролитов.

Для растворов электролитов в выражение вводится поправочный коэффициент, который учитывает степень взаимодействия растворенного вещества с растворителем. Он называется **изотонический коэффициент.**

Таким образом, для электролитов выражение имеет вид:

$$\Delta T_{\text{кип.}} = i \cdot E_{\text{H}_2\text{O}} \cdot C_m \quad (3)$$

Согласно второму следствию из закона Рауля **температура замерзания (кристаллизации) раствора ниже температуры замерзания (кристаллизации) чистого растворителя.** Это обусловлено более низким давлением пара растворителя над раствором, чем над растворителем.

**Понижение температуры замерзания (кристаллизации)  $\Delta T_{\text{зам.}}$  пропорционально моляльности раствора, если растворителем является вода, то выражение для растворов неэлектролитов имеет вид:**

$$\Delta T_{\text{зам.}} = K_{\text{H}_2\text{O}} \cdot C_m \quad (4)$$

где  $K_{\text{H}_2\text{O}}$  – криоскопическая постоянная растворителя.

Для растворов электролитов с учетом изотонического коэффициента выражения имеет вид:

$$\Delta T_{\text{зам.}} = i \cdot K_{\text{H}_2\text{O}} \cdot C_m \quad (5)$$

Значения  $E$  и  $K$  зависят от природы растворителя (таблица 1).

**Таблица 1**

**Эбулиоскопические и криоскопические постоянные некоторых растворителей**

Постоянные растворителей, кг · К · моль <sup>-1</sup>	Растворитель			
	вода	этанол	бензол	Тетрахлорид углерода
<b>E</b>	<b>0,52</b>	<b>1,22</b>	<b>2,53</b>	<b>5,02</b>
<b>K</b>	<b>1,86</b>	<b>1,99</b>	<b>5,12</b>	<b>29,80</b>

Используя уравнения (2) и (4), можно рассчитать молярную массу вещества. Для этого экспериментально определяют повышение температуры кипения или замерзания раствора. Если известна масса растворенного вещества и растворителя  $m_1$ , то молярную массу растворенного вещества  $M_2$  определяют по уравнению

$$M_2 = \frac{10^3 * K}{\Delta T} * \frac{m_2}{m_1} \quad (6)$$

где  $K \equiv E$ , либо  $K \equiv K$ . Более точные данные получают по измерению температуры замерзания.

### Осмотическое давление

Самопроизвольный переход растворителя через полупроницаемую мембрану, разделяющую раствор и растворитель или два раствора с различной концентрацией растворенного вещества, называется **осмосом**. Осмос обусловлен диффузией молекул растворителя через полупроницаемую перегородку, которая пропускает только молекулы растворителя. Молекулы растворителя диффундируют из растворителя в раствор или из менее концентрированного раствора в более концентрированный, поэтому концентрированный раствор разбавляется, при этом увеличивается и высота его столба. Количественно осмос характеризуется осмотическим давлением, равным силе, приходящейся на единицу площади поверхности, и заставляющей молекулы растворителя проникать через полупроницаемую перегородку. Оно равно давлению столба раствора в осмометре высотой  $h$ .

Осмотическое давление возрастает с увеличением концентрации растворенного вещества и температуры. Вант-Гофф предположил, что для осмотического давления можно применить уравнение состояния идеального газа

$$\pi V = nRT \quad \text{или} \quad \pi = \frac{n}{V} RT \quad \Rightarrow \quad \pi = cRT \quad (7)$$

где  $\pi$  – осмотическое давление,  $C$  – молярная концентрация раствора.

Выражение 7 справедливо для растворов **неэлектролитов**.

Для растворов электролитов вводится изотонический коэффициент и выражение имеет вид:

$$\pi = i \cdot c \cdot R \cdot T \quad (8)$$

## ЛЕКЦИЯ 9.

### РАСТВОРЫ ЭЛЕКТРОЛИТОВ.

В 80-х гг. XIX в. Менее чем за 10 лет были разработаны важнейшие разделы теории растворов, включая теорию электролитической диссоциации.

Водные растворы разнообразных веществ сильно различаются по способности проводить электрический ток. Есть вещества, при растворении которых электрическая проводимость получаемого раствора практически не возрастает (сахароза, глюкоза и др.), их называют **неэлектролитами**. Неорганические и органические вещества, относящиеся к классам кислот, оснований и солей, образуют растворы с большой электрической проводимостью.

**Вещества, проводящие в растворах и расплавах электрический ток, называются электролитами.**

В 1884 г. Шведский физико-химик С.Аррениус объяснил электрическую проводимость солей их распадом на положительно и отрицательно заряженные ионы. Развивая эту идею дальше, он опубликовал в 1887 г. Теорию электролитической диссоциации. На основе электролитической диссоциации Аррениус объяснил также общие свойства кислот и оснований.

Согласно теории Аррениуса, при растворении под действием полярных молекул воды вещества с ионной связью и сильно выраженной полярной связью распадаются на ионы. Положительно заряженные ионы называются катионами (к ним относятся, например, ионы водорода и металлов). Отрицательно заряженные ионы называются анионами (к ним принадлежат ионы кислотных остатков и гидроксид-ион). **Процесс распада молекул на ионы под действием растворителя называется электролитической диссоциацией.** Как и молекулы растворителя, ионы в растворе находятся в состоянии неупорядоченного теплового движения. *Электролитическая диссоциация* – процесс обратимый, то есть одновременно с разложением молекул на ионы идет соединение ионов в молекулы (ассоциация).

*Процесс электролитической диссоциации изображают, пользуясь химическими уравнениями диссоциации, например:*



Однако теория Аррениуса не учитывала всей сложности явлений в растворах. В частности, она рассматривала ионы как свободные, независимые от молекул растворителя частицы. Теории Аррениуса противостояла химическая, или гидратная, теория растворов Менделеева, в основе которой лежало представление о взаимодействии растворенного вещества с растворителем. В преодолении кажущегося противоречия обеих теорий большая заслуга принадлежит русскому ученому И.А. Каблукову, впервые высказавшему предположение о гидратации ионов. Развитие этой идеи привело в дальнейшем к объединению теории Аррениуса и Менделеева.

### **Процесс диссоциации**

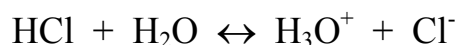
В зависимости от структуры растворяющего вещества в безводном состоянии его диссоциация протекает по-разному. Ионы в растворах возникают в результате процессов двух типов.

#### **1. Растворение веществ с кристаллической структурой.**

Когда кристалл соли, попадает в воду, то расположенные на его поверхности ионы притягивают к себе полярные молекулы воды (ион-дипольное взаимодействие). К ионам калия молекулы воды притягиваются своими отрицательными полюсами, а к хлорид-ионам – положительными. В тоже время притянутые молекулы воды испытывают толчки со стороны других молекул, находящихся в движении. Этих толчков вместе с тепловыми колебаниями ионов в кристалле оказывается достаточно для отделения ионов от кристалла и перехода их в раствор. Вслед за первым слоем ионов в раствор переходит следующий слой, и таким образом идет постепенное растворение кристалла.

## 2. Диссоциация при растворении кислот, т.е. веществ, состоящих из полярных молекул.

Молекулы воды, притянувшись к концам полярной молекулы (диполь-дипольное взаимодействие), вызывают расхождение её полюсов – поляризуют молекулу. Такая поляризация в сочетании с колебательным тепловым движением атомов в рассматриваемой молекуле приводит, в конечном счете, к распаду полярной молекулы на ионы. Как и в случае растворения ионного кристалла, эти ионы гидратируются. При этом ион водорода  $H^+$  (т.е. протон) оказывается прочно связанным с молекулой воды в ион гидроксония  $H_3O^+$ . Так, при растворении в воде хлороводорода происходит процесс, который схематически можно выразить уравнением:



В результате этого процесса молекула  $HCl$  расщепляется таким образом, что общая пара электронов остается у атома хлора, который превращается в ион  $Cl^-$ , а протон, внедряясь в электронную оболочку атома кислорода в молекуле воды, образует ион гидроксония  $H_3O^+$ . Подобного же рода процессы происходят и при растворении в воде других кислот.

Перешедшие в раствор ионы остаются связанными с молекулами воды и образуют гидраты ионов. В общем случае любого растворителя эти соединения называются *сольватами ионов*. Но в уравнениях обычно пишут ионы, а не их сольваты или гидраты.

Электролиты можно разделить на сильные и слабые.

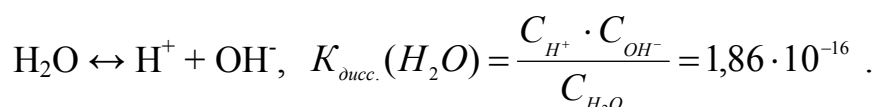
**Сильные электролиты** – это электролиты, молекулы которых в водных растворах диссоциируют хорошо, то есть растворенные молекулы практически полностью распадаются на ионы. **К сильным электролитам** относятся: соли; сильные кислоты ( $HNO_3$ ,  $H_2SO_4$ ,  $HCl$ ,  $HBr$ ,  $HI$  и др.); щелочи ( $NaOH$ ,  $KOH$ ,  $LiOH$ ,  $CsOH$ ,  $RbOH$ ,  $Sr(OH)_2$ ,  $Ba(OH)_2$ ,  $Ca(OH)_2$ ).

**Электролиты, молекулы которых в растворах диссоциируют частично, называются слабыми электролитами.**

**К слабым электролитам** относятся: слабые кислоты ( $HNO_2$ ,  $H_2SO_3$ ,  $H_2SiO_3$ ,  $H_2CO_3$ ,  $H_3PO_4$ ,  $H_3BO_3$ ,  $CH_3COOH$ ,  $H_2S$ ,  $HCN$  и др.); слабые нерастворимые в воде основания ( $Fe(OH)_2$ ,  $Pb(OH)_2$ ,  $Cu(OH)_2$  и др.), гидроксид аммония ( $NH_4OH$ ); вода ( $H_2O$ ).

Электролитами являются кислоты, основания и соли; однако, оксиды – неэлектролиты.

**Вода очень слабый электролит:**



Количественной характеристикой способности электролитов диссоциировать являются **степень диссоциации ( $\alpha$ )** и **константа диссоциации  $K_d$** .

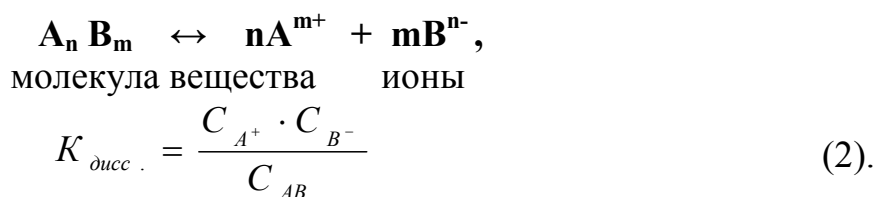


Т. к. слабые электролиты диссоциируют не полностью, то они характеризуются степенью диссоциации. Степень диссоциации зависит от концентрации, температуры и природы вещества; выражается в процентах или долях единицы; определяется отношением числа молекул, которые распались на ионы ( $n$ ), к общему числу молекул в растворе ( $N$ ):

$$\alpha = \frac{n_{\text{расп.молекул}}}{N_{\text{раств.молекул}}} \cdot 100\% \quad (1)$$

Степень диссоциации возрастает при разбавлении раствора.

**Константа диссоциации  $K_D$**  – это отношение произведения равновесных концентраций ионов к равновесной концентрации недиссоциированных молекул.



**Константу диссоциации применяют для характеристики слабых электролитов, она зависит от природы электролита, температуры и не зависит от концентрации вещества.**

Чем меньше  $\alpha$  или  $K_{\text{дисс.}}$ , тем слабее электролит.

$$K_D(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,7 \cdot 10^{-5};$$

$$K_D(\text{HCN}) = 7,9 \cdot 10^{-10};$$

$$K_D(\text{H}_2\text{S}) = 6 \cdot 10^{-8}.$$

Отсюда следует, что самая сильная кислота – это уксусная, а самая слабая – цианистая, константа диссоциации всех слабых электролитов имеются в справочниках.

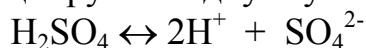
Между константой диссоциации и степенью диссоциации существует связь:

$$K = \frac{\alpha^2}{1-\alpha} \cdot C, \quad \text{при } \alpha \ll 1 \text{ это уравнение принимает вид } \alpha \cong \sqrt{K/C},$$

где  $C$  – концентрация электролита.

### Диссоциация кислот

**Кислоты**, которые являются **сильными электролитами**, в растворе диссоциируют в одну ступень с образованием катиона водорода  $H^+$ :



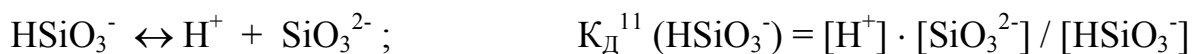
**Константу диссоциации для сильных электролитов не записывают.**

**Кислоты**, которые являются **слабыми электролитами**, диссоциирует ступенчато, количество ступеней определяется основностью кислоты, то есть количеством ионов водорода в ней. Кислота  $H_2SiO_3$  – двухосновная, ступеней диссоциации две.

Первая ступень диссоциации (отщепляется ион водорода от молекулы кислоты):



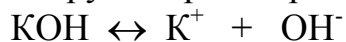
Вторая ступень диссоциации (отщепляется ион водорода от сложного аниона  $HSiO_3^-$ ):



Квадратная скобка означает равновесную концентрацию соответствующего иона или молекулы.

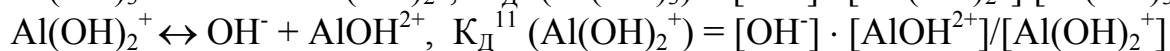
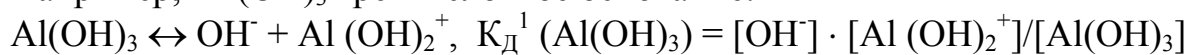
### Диссоциация оснований

**Щелочи** – KOH, Ba(OH)<sub>2</sub> являются сильными электролитами, диссоциируют в растворе в одну ступень с отрывом гидроксил иона OH<sup>-</sup>:



Слабые основания диссоциируют ступенчато. Число ступеней определяется кислотностью основания, то есть количеством групп OH<sup>-</sup>.

Например, Al(OH)<sub>3</sub> трехкислотное основание:



$K_{\text{д}}^1 > K_{\text{д}}^{11} > K_{\text{д}}^{111}$ , ионов Al<sup>3+</sup> в растворе меньше всего.

### Диссоциация солей

**Нормальные (средние) соли** NiSO<sub>4</sub>, K<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, Al<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub> – сильные электролиты, образуют при диссоциации катионы металла и анионы кислотного остатка:



## Лекция 10.

### МЕЖМОЛЕКУЛЯРНОЕ ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ И КОМПЛЕКСООБРАЗОВАНИЕ

Комплексные соединения составляют наиболее обширный и разнообразный класс неорганических веществ. К ним принадлежат также многие металлоорганические соединения, связывающие воедино ранее разобщенные неорганическую химию и органическую химию. Многие комплексные соединения — витамин B12, гемоглобин, хлорофилл и другие — играют большую роль в физиологических и биохимических процессах.

Наиболее удачно свойства и строение комплексных соединений объясняет *координационная теория*, предложенная в 1893 г. А. Вернером. *Альфред Вернер* — швейцарский химик, лауреат Нобелевской премии, один из создателей учения о комплексных соединениях.

#### Основные положения координационной теории

Согласно координационной теории, в молекуле любого комплексного соединения один из ионов, обычно положительно заряженный, занимает центральное место и называется *комплексобразователем или центральным ионом*. Вокруг него в непосредственной близости расположено или, как говорят, координировано некоторое число противоположно заряженных ионов или электронейтральных молекул, называемых *лигандами* и образующих *внутреннюю*

**координационную сферу** соединения. Остальные ионы, не разместившиеся во внутренней сфере, находятся на более далеком расстоянии от центрального иона, составляя **внешнюю координационную сферу**. Число лигандов, окружающих центральный ион, называется **координационным числом**.

Внутренняя сфера комплекса в значительной степени сохраняет стабильность при растворении. Ее границы показывают квадратными скобками. Ионы, находящиеся во внешней сфере, в растворах легко отщепляются. Поэтому говорят, что во внутренней сфере ионы связаны неионогенно, а во внешней — ионогенно. Например, координационная формула комплексной соли состава  $\text{PtCl}_4 \cdot 2\text{KCl}$  такова:  $\text{K}_2[\text{PtCl}_6]$ . Здесь внутренняя сфера состоит из центрального атома платины в степени окисления +4 и хлорид – ионов, а ионы калия находятся во внешней сфере.

Координационная теория Вернера является руководящей в химии комплексных соединений и в настоящее время. С течением времени изменяются и уточняются лишь представления о силах, действующих между центральным атомом и лигандами. Широкое распространение этой теории объясняет, почему комплексные соединения часто называют «координационными соединениями».

Анализируя координационные числа многих комплексных соединений, А. Вернер пришел к выводу, что заряд центрального иона (или, точнее, степень окисления центрального атома) является основным фактором, влияющим на координационное число. Ниже сопоставлены наиболее характерные координационные числа в растворах и заряд центрального иона:

Заряд центрального иона	+1	+2	+3	+4
Координационное число	<b>2</b>	<b>4, 6</b>	<b>6, 4</b>	<b>8</b>

Здесь выделены жирным шрифтом чаще встречающиеся координационные числа в тех случаях, когда возможны два различных типа координации. Координационное число 6 встречается в комплексных соединениях  $\text{Pt}^{4+}$ ,  $\text{Cr}^{3+}$ ,  $\text{Co}^{3+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$ , координационное число 4 — в комплексах  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Zn}^{2+}$ ,  $\text{Pd}^{2+}$ ,  $\text{Pt}^{2+}$ , координационное число 2 — в комплексах  $\text{Ag}^+$ ,  $\text{Cu}^+$ . Приведенные координационные числа соответствуют максимальному насыщению координационной сферы и относятся к координационно-насыщенным соединениям. Не всегда в растворах соблюдаются условия, необходимые для этого, и тогда образуются координационно-ненасыщенные комплексы с меньшими координационными числами.

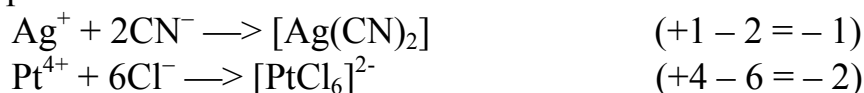
Координационное число не является неизменной величиной для данного комплексообразователя, а обусловлено также природой лиганда, его электронными свойствами. Даже для одних и тех же комплексообразователей и лигандов **координационное число зависит от агрегатного состояния, от концентрации компонентов и температуры раствора.**

Лиганды, занимающие во внутренней координационной сфере одно место, называются *монодентатными*. Существуют лиганды, занимающие во внутренней сфере два или несколько мест, Такие лиганды называются *би- и полидентатными*.

Примерами бидентатных лигандов могут служить оксалатный ион  $C_2O_4^{2-}$ .

**Заряд комплексного иона равен алгебраической сумме зарядов составляющих его простых ионов.**

Например:



Входящие в состав комплекса электронейтральные молекулы, например  $NH_3$ ,  $H_2O$ ,  $C_2H_4$ , не влияют на величину его заряда. Поэтому при определении заряда комплексных ионов их можно не учитывать. Заряд комплексообразователя, в свою очередь, легко находится, исходя из заряда комплексного иона и зарядов содержащихся в комплексе лигандов.

Нейтральные молекулы или анионы, находящиеся во внутренней сфере комплексного соединения, могут быть последовательно замещены другими молекулами или анионами. Например, путем замещения молекул аммиака в комплексной соли  $[Co(NH_3)_6]Cl_3$  ионами  $NO_2^-$  получают следующие соединения:  $[Co(NH_3)_5(NO_2)]Cl_2$  и др. Понятно, что при таком замещении постепенно изменяется и заряд комплексного иона.

### **Основные типы и номенклатура комплексных соединений**

К основным типам комплексных соединений относятся следующие:

**Аммиакаты** — комплексы, в которых лигандами служат молекулы аммиака, например:  $[Cu(NH_3)_4]SO_4$ ,  $[Co(NH_3)_6]Cl_3$ ,  $[Pt(NH_3)_6]Cl_4$ .

**Аквакомплексы** — в которых лигандом выступает вода:  $[Co(H_2O)_6]Cl_2$ ,  $[Al(H_2O)_6]Cl_3$ ,  $[Cr(H_2O)_6]Cl_3$  и др. Находящиеся в водном растворе гидратированные катионы содержат в качестве центрального звена аквакомплекс. В кристаллическом состоянии некоторые из аквакомплексов удерживают и кристаллизационную воду, например:  $[Cu(H_2O)_4]SO_4 \cdot H_2O$ ,  $[Fe(H_2O)_6]SO_4 \cdot H_2O$ . Кристаллизационная вода не входит в состав внутренней сферы, она связана менее прочно, чем координированная, и легче отщепляется при нагревании.

**Ацидокомплексы.** В этих комплексах лигандами являются анионы. К ним относятся комплексы типа двойных солей, например  $K_2[PtCl_4]$ ,  $K_4[Fe(CN)_6]$ , комплексные кислоты —  $H_2[SiF_6]$ ,  $H_2[CoCl_4]$ , гидроксокомплексы —  $Na_2[Sn(OH)_4]$ ,  $Na_2[Sn(OH)_6]$  и др.

**Циклические, или хелатные (клешневидные)** комплексные соединения. Они содержат би- или полидентатный лиганд, который как бы захватывает центральный атом подобно клешням рака:

В этих комплексах символом М обозначен атом металла, а стрелкой — донорно-акцепторная связь. Примерами таких комплексов служат оксалатный комплекс железа(III)  $[Fe(C_2O_4)_3]^{3-}$  и этилендиаминовый комплекс платины (IV) —  $[PtEn_3]^{4+}$ .

К группе хелатов относятся и внутрикомплексные соединения, в которых центральный атом входит в состав цикла, образуя ковалентные связи с лигандами разными способами: донорно-акцепторным и за счет неспаренных атомных электронов. Комплексы такого рода весьма характерны для аминокарбоновых кислот.

Большую роль играют хелатные соединения и в природе. Так, гемоглобин состоит из комплекса — гема, связанного с белком — глобином. В геме центральным ионом является ион  $\text{Fe}^{2+}$ , вокруг которого координированы четыре атома азота, принадлежащие к сложному лиганду с циклическими группировками. Гемоглобин обратимо присоединяет кислород и доставляет его из легких по кровеносной системе ко всем тканям. Хлорофилл, участвующий в процессах фотосинтеза в растениях, построен аналогично, но в качестве центрального иона содержит  $\text{Mg}^{2+}$ .

Все перечисленные классы комплексных соединений содержат один центральный атом, т. е. являются одноядерными. Встречаются комплексы и более сложной структуры, содержащие два или несколько центральных атомов одного и того же или разных элементов. Эти комплексы называются поли(много)ядерными.

### Номенклатура комплексных соединений

Существует много способов образования названий комплексных соединений, в том числе и традиция называть их по фамилиям исследователей, их открывших. Мы приведем номенклатуру главнейших типов комплексных соединений, основанную на рекомендациях Международного союза теоретической и прикладной химии.

**Название комплексного аниона** начинают с указания состава внутренней сферы.

Во внутренней сфере, прежде всего, называют анионы, прибавляя к их латинскому названию окончание «о». Например:  $\text{Cl}^-$  — *хлоро*,  $\text{CN}^-$  — *циано*,  $\text{OH}^-$  — *гидроксо* и т. д. Далее называют нейтральные лиганды. При этом пользуются терминами: для координированного аммиака — *аммин*, для воды — *аква*. Число лигандов указывают греческими числительными: 1 — *моно* (часто не приводится), 2 — *ди*, 3 — *три*, 4 — *тетра*, 5 — *пента*, 6 — *гекса*. Затем называют комплексообразователь, используя корень его латинского названия и окончание *ат*, после чего римскими цифрами указывают (в скобках) степень окисления комплексообразователя. После обозначения состава внутренней сферы называют внешнесферные катионы. В случае неэлектролитов степень окисления центрального атома не приводят, так как она однозначно определяется, исходя из электронейтральности комплекса. Если центральный атом входит в состав катиона, то используют русское название элемента и в скобках указывают его степень окисления. Приведем примеры:

$\text{K}[\text{Fe}(\text{NH}_3)_2(\text{CN})_4]$  — тетрацианоdiamминферрат (III) калия

$(\text{NH}_4)_2[\text{Pt}(\text{OH})_2\text{Cl}_4]$  — тетрахлородиgидроксоплатинат (IV) аммония

$[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_3\text{F}_3]$  — трифторотриаквахром

$[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]\text{Cl}_2$  — хлорид дихлоротетраамминплатины (IV)

## Лекция 11.

### КОНДЕНСИРОВАННОЕ СОСТОЯНИЕ ВЕЩЕСТВА.

#### Конденсированное состояние вещества

К конденсированному состоянию относятся *жидкое и твердое состояние вещества*.

*Жидкостями* называются вещества, находящиеся в жидком агрегатном состоянии при обычных условиях. По внешним признакам это состояние характеризуется наличием постоянного объема для данной порции жидкости, текучестью, способностью постепенно испаряться. Собственной формой жидкости является шар (капля), который образует жидкость под действием силы поверхностного натяжения. В спокойном состоянии жидкость растекается по поверхности или заполняет объем любого сосуда.

*Жидкости можно классифицировать по природе составляющих их частиц на атомные (сжиженные благородные газы), молекулярные (большинство обычных жидкостей), металлические (расплавленные металлы), ионные (расплавленные соли, оксиды металлов)*. Кроме индивидуальных веществ, в жидком состоянии находятся смеси жидкостей и растворы самых разнообразных веществ в жидкостях. Наибольшее практическое применение среди жидкостей имеет вода, что определяется её уникальной ролью как биологического растворителя.

*Практически важными физическими характеристиками жидкостей, кроме температуры кипения, являются температура замерзания, цвет, плотность, коэффициент вязкости, показатель преломления.*

Внутреннее строение жидкостей характеризуется как относительно свободным взаимным перемещением молекул, так и возникновением структуры, сближающей жидкость с твердым состоянием. В *жидкостях обнаруживается между молекулами ближний порядок*, при отсутствии дальнего порядка.

*Твердым называется тело, которое сохраняет свою форму в обычных условиях при отсутствии сильных внешних воздействий*. Однако, тела, сохраняющие свою форму, могут иметь различное внутреннее строение, проявляющееся в их физических свойствах. Если тело представляет собой индивидуальное вещество, то можно рассматривать следующие важнейшие разновидности

1. *Кристаллические вещества, имеющие строго упорядоченное внутреннее строение*. Если известно расположение атомов в минимальном объеме кристалла, называемом элементарной ячейкой, то можно математически точно указать, что находится в любой удаленной точке кристалла в любом направлении и на любом расстоянии от начала координат элементарной ячейки. Это то, что называется *дальним порядком*. Кристаллы образуются самопроизвольно при затвердевании вещества в жидком состоянии или при выделении из насыщенного раствора.

2. *Аморфные вещества, не имеющие дальнего порядка в расположении атомов*. Они образуются при наличии каких-либо препятствий для кристаллизации: слишком быстрое охлаждение, большая длина и

перегруппировка молекул, высокая вязкость. Такие вещества могут быть отнесены к жидкостям, отличающимся необычайно высокой вязкостью.

3. **Высокомолекулярные вещества, состоящие из молекул с очень большой молекулярной массой:**  $M_r > 10\ 000$ . У таких веществ имеется строгий порядок чередования атомов в молекуле, но взаимное расположение молекул хаотично. У высокомолекулярных веществ могут наблюдаться физические свойства, совершенно не характерные для обычных веществ: упругость при растяжении и сжатии в очень широких пределах, набухание в растворителях, размягчение вместо плавления при нагревании (переход в эластичное состояние).

Большинство твердых веществ имеет **кристаллическое строение**. Истинно твердым, независимо от степени твердости, считается кристаллическое состояние. Для каждого вещества кристаллическое состояние характеризуется внешней формой образуемых им кристаллов и закономерным расположением атомов внутри кристалла. Таким образом, внешняя форма является отражением внутреннего строения.

**Раздел науки, изучающий форму кристаллов, называется кристаллографией.** Кристаллография тесно связана с химией, минералогией, физикой и математикой. **Внутреннее строение кристаллов в химическом аспекте изучается кристаллохимией.** Более подробно с основами этих наук мы познакомимся а следующей лекции.

## Лекция 12.

### ОСНОВНЫЕ ТИПЫ КРИСТАЛЛИЧЕСКИХ СТРУКТУР

**Кристаллохимия** является фундаментальной основой материаловедения. Для того, чтобы понимать устройство веществ и уметь создавать материалы с заранее заданными свойствами, необходимо синтезировать и исследовать образцы с максимально правильным расположением атомов в пространстве. Такое расположение определяется типом химических связей между атомами и реализуется в виде монокристаллов.

**Кристаллохимия изучает связь между химическим составом твердого тела, его структурой и свойствами.**

Понятие **кристалл** используется для обозначения весьма разнообразных объектов реального мира (в том числе драгоценных камней, природных минералов, материалов микроэлектронной техники), абстракций теоретической физики (ионный кристалл, молекулярный кристалл, металлический кристалл), и даже поэтических образов (например, «...и даль свободного романа я сквозь магический кристалл еще не ясно различал»).

**Идеальные кристаллы** отличаются от **реальных** тем, что при их рассмотрении пренебрегают тепловыми колебаниями атомов.

**Симметрия** является важнейшим свойством кристаллов, как непрерывных сред, так и атомных структур. Конкретный вид симметрии кристалла определяет его физические свойства. Классификация кристаллов, анализ их свойств во многом базируется на различии типов симметрии. Симметрия характерна не только для кристаллов, но и для всевозможных некристаллических твердых тел, а кроме того – для многих объектов живой природы.

## Простейшие кристаллические структуры металлов

Структуры многих веществ близки между собой. Атомные структуры таких кристаллов описываются одинаковыми пространственными группами, вид элементарной ячейки тоже одинаков. В этом случае говорят, что такие кристаллы обладают одинаковым *структурным типом*. Для кристаллов с одинаковым структурным типом будут отличаться только вид атомов в узлах решетки и расстояния между атомами. Структурный тип обычно именуют по названию одного из веществ, кристаллизующихся в нем.

**Структурный тип меди.** Атомная структура кристаллов меди была расшифрована Бреггом в 1914 г. К структурному типу меди принадлежат кристаллы простых веществ, кристаллы принадлежат к кубической сингонии. На элементарную ячейку приходится четыре атома. Такая структура является гранецентрированной кубической (сокращенно ГЦК).

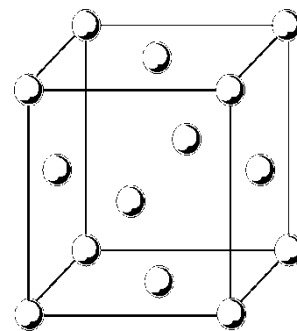


Рис. 1. Структурный тип меди

**Структурный тип магния.** К этому типу принадлежат все структуры простых веществ, которые кристаллизуются в виде двухслойной плотнейшей упаковки. Эти структуры принадлежат к

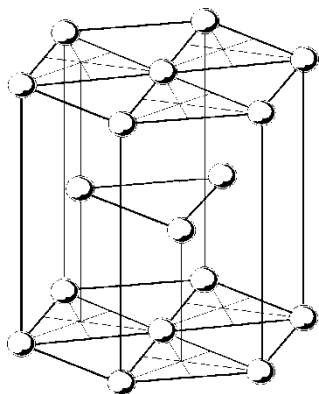


Рис.2. Структурный тип магния

Рис. 1. Структурный тип меди гексагональной сингонии с пространственной группой двухслойной упаковки.

На элементарную ячейку приходится шесть атомов. Координационное число в этой структуре равно 12. Это можно рассмотреть на примере атома в центре верхней грани. Шесть ближайших соседей находятся с ним в одной плоскости, еще три – на таком же расстоянии под ним, и такие же три атома лежат сверху (рис.2). Точно та же координация будет у всех остальных атомов в этой структуре.

Упаковка такого типа называется гексагональной плотнейшей упаковкой (ГПУ).

**Структурный тип  $\alpha$ -вольфрама ( $\alpha$ -железа).** Кристаллы, принадлежащие данному структурному типу, не относятся к структурам, которые характеризуются плотнейшими упаковками.

Положения атомов совпадают с узлами объемноцентрированной кубической решетки. Каждый атом располагается в центре куба, вершины которого образованы другими атомами структуры (рис. 3). Таким образом, координационный многогранник каждого атома — куб, координационное число — 8, в элементарной ячейке находятся два атома. Коэффициент заполнения пространства шарами в такой упаковке меньше, чем в плотнейшей, и равен 0,68.

К структурному типу вольфрама относятся металлы Na, K, V, Nb, Ta, Cr, Mo,  $\alpha$ -W,  $\beta$ -Hf. Решетку такого типа называют объемноцентрированной кубической (ОЦК).



В трех рассмотренных структурных типах кристаллизуется значительное число простых веществ.

### Расчет числа атомов на одну ячейку.

Чтобы рассчитать число атомов, приходящихся на одну элементарную ячейку, нужно учесть, что атомы в вершинах и гранях принадлежат также и соседним ячейкам.

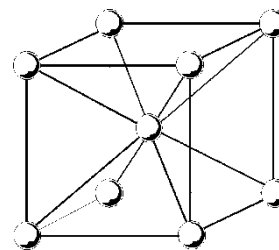


Рис. 3. Элементарная ячейка  $\alpha$ -железа

Например, рассмотрим ячейку  $\alpha$ -железа. Каждый атом, находящийся в вершинах куба, принадлежит одновременно восьми ячейкам. Поскольку всего таких атомов восемь, на долю рассматриваемой ячейки приходится  $8 \cdot 1/8 = 1$  атом. Еще один атом находится в центре ячейки. Он принадлежит только одной ячейке. Таким образом, получаем  $1 + 1 = 2$  атома на ячейку.

В структуре меди также восемь атомов в вершинах. Эти восемь атомов дают один атом на ячейку. Кроме того, она содержит шесть атомов в гранях. Каждый из этих атомов принадлежит одновременно двум ячейкам. Получаем всего  $8 \cdot 1/8 + 6 \cdot 1/2 = 1 + 3 = 4$  атома.

### 3. Простейшие структуры соединений типа AX

Обычно в ионных соединениях буквой *A* обозначают атом-катион, а буквой *X* — анион.

В качестве примера рассмотрим кристаллы NaCl, SnAs, LiH и BaO. Все они различны по составу и химическим свойствам. Соединение NaCl относится к галогенидам металлов, SnAs — к интерметаллическим соединениям, LiH — к гидридам щелочных металлов, а BaO — к оксидам. Однако химические формулы этих соединений преобразуются друг в друга формальной заменой символов элементов.

#### Структурный тип NaCl.

Эту структуру можно представить, как кубическую гранцентрированную структуру с атомами хлора в вершинах и центрах граней, в октаэдрические пустоты которой помещены ионы Na. Катионы имеют меньший размер, что позволяет заполнять им пустоты.

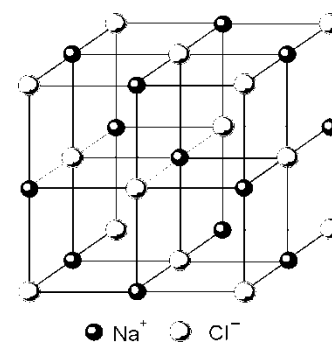


Рис. 4. Структурный тип NaCl

На элементарную ячейку приходится четыре иона натрия и четыре иона хлора. Говорят, что она имеет четыре формульные единицы  $n = 4$ . Координационное число равно 6.

Данная решетка полностью эквивалентна. С формальной точки зрения можно представить, что в узлах находятся ионы натрия, а в пустотах — ионы хлора. Решетка останется при этом неизменной.

В решетке данного типа кристаллизуется большое число химических соединений. К ним относятся:

- все галогениды щелочных металлов, за исключением солей цезия и RbCl;

- гидриды щелочных металлов (LiH, NaH и т.д.)
- оксиды щелочноземельных металлов, оксиды TiO, MnO, FeO, CoO, NiO, CdO, UO и ряд других;
- сульфиды, селениды и теллуриды щелочноземельных металлов, олова, свинца, марганца (2+) и некоторых других;
- интерметаллические соединения, такие как SnAs, SnSb, LaBi, LaAs, CeSb и др.

**Структурный тип CsCl.** Этот структурный тип весьма похож на структурный тип  $\alpha$ -Fe. Если в структуре железа в центре куба располагался один из атомов железа, то здесь в центре располагается атом другого вида – цезия, а в вершинах – ионы хлора. Ионы цезия и хлора в структуре CsCl эквиваленты. Можно считать, что в узлах находятся ионы цезия, а в центре – ион хлора.

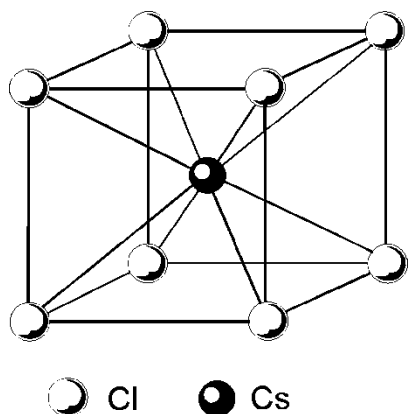


Рис. 5. Структурный тип CsCl

Может возникнуть вопрос, почему несмотря на близкое химическое сходство между NaCl и CsCl, они образуют структуры разного типа. Это связано с соотношением радиусов катиона и аниона. Ионы натрия примерно в два раза меньше ионов хлора (точнее  $r_{\text{Na}^+}/r_{\text{Cl}^-} = 0,54$ ). Это дает им возможность заполнять октаэдрические пустоты в плотнейшей упаковке.

Ионы цезия значительно больше ионов натрия. Соотношение радиусов между катионом и анионом здесь уже  $r_{\text{Cs}^+}/r_{\text{Cl}^-} = 0,92$ . Крупные катионы не могут уместиться в пустотах плотнейшей упаковки. В результате образуется

структура, которая уже не является плотнейшей. Координационное число здесь будет равно 8, как у цезия, так и у хлора, это больше чем в структуре хлорида натрия. Такие же решетки образуют бинарные соединения с близкими радиусами – RbCl,  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ,  $\text{NH}_4\text{Br}$ ,  $\text{NH}_4\text{I}$ , CsBr, CsI, а также соединения таллия – TlCl, TlBr, поведение которого в степени окисления +1 во многом аналогично поведению щелочных металлов. Несмотря на сходство, структурный тип CsCl будет отличаться от структурного типа Fe. В структуре железа возможна трансляция от вершины куба в центр, а в структуре CsCl такой трансляции нет. Поэтому решетка такого вида уже будет не объемноцентрированной, а примитивной.

### Структура графита и алмаза

**Структурный тип алмаза.** Алмаз – это классический пример кристалла с ковалентными связями. С точки зрения характера химической связи к алмазу не применим принцип плотнейшей упаковки, однако обычно этим пренебрегают и описывают алмазоподобные структуры в терминах плотнейшей упаковки.

В этих терминах алмаз имеет гранецентрированную кубическую упаковку (ГЦК),

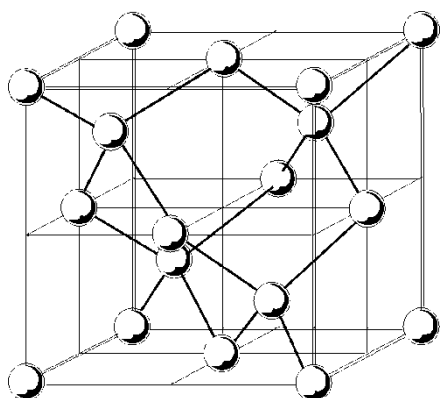


Рис. 6. Структурный тип алмаза

в которой заполнена половина тетраэдрических пустот. Координационное число углерода 4, что и соответствует образованию четырех ковалентных связей. Ковалентные связи в алмазе особенно прочные по сравнению с другими простыми веществами. Элементарная ячейка содержит восемь атомов углерода. В этой структуре кристаллизуются кроме углерода кремний, германий, серое олово.

**Структура графита.** Атомы углерода расположены в вершинах шестиугольников, которые образуют плоские сетки. Расстояние между ближайшими соседями в шестиугольниках равно 1,42 Å. Расстояние между соседними слоями значительно больше и составляет около 3,40 Å. Взаимодействие между слоями осуществляется посредством сил Ван-дер-Ваальса, поэтому отдельные слои могут сравнительно легко сдвигаться относительно друг друга.

Структуры, подобные графиту, в которых расстояния между атомами в одном слое значительно меньше расстояния между слоями, называются *слоистыми* структурами. Данные структуры характерны для целого ряда неметаллов, например, для теллура, селена, мышьяка, черного фосфора.

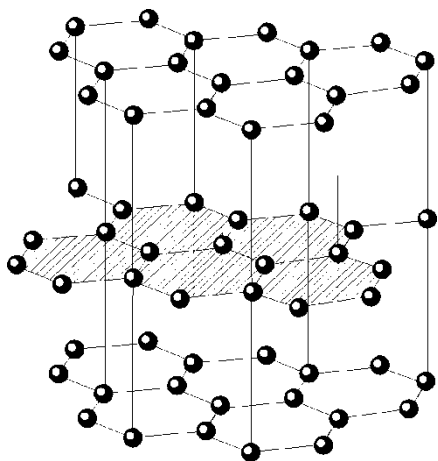


Рис. 7. Структурный тип графита

В графите слои ориентированы таким образом, что три вершины шестиугольника одного слоя расположены над центром шестиугольника другого. Полная трансляция равна удвоенному расстоянию между слоями. Атомы в такой структуре неравноценны – один «сорт» атомов приходится над и под пустым гексагональным кольцом, второй – имеет в соседних слоях по одному ближайшему атому.

В последние годы были открыты новые аллотропные модификации углерода, которые имеют широкие перспективы практического применения. Одной из таких форм является карбин, линейный полимер, строение которого описывается формулой  $C \equiv C - C \equiv C - C \equiv C$ .

В 1985 г. при лазерном испарении графита в струе гелия были обнаружены устойчивые молекулы, состоящие из большого числа атомов углерода. Наиболее простые из этих молекул состоят из 60 атомов. Исследования показали, что форма молекул  $C_{60}$  сходна с футбольным мячом или с ячеистыми куполами, спроектированными знаменитым архитектором Бакминстером Фуллером, за что обнаруженные молекулы были названы *фуллеренами*. Этим термином называют вещества, содержащие молекулы  $C_{60}$  и другие с большим количеством атомов углерода. Позже было обнаружено, что их небольшие количества содержатся даже в обычной саже.

При комнатной температуре молекулы  $C_{60}$  могут образовывать кристаллы красноватого цвета с кубической гранцентрированной упаковкой. Были получены также кристаллы, состоящие из молекул  $C_{70}$  и других аналогичных. Эти кристаллы получили название *фуллеритов*.

### Лекция 13.

## БИНАРНЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ СОЕДИНЕНИЯ. СЛОЖНЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ СОЕДИНЕНИЯ

Бинарные соединения, несмотря на кажущуюся простоту их химического состава, представляют собой следующий после простых веществ принципиально важный объект изучения природы вещества. С химической точки зрения, этот класс веществ обладает и качественно иными характеристиками. Во-первых, помимо внешних факторов, влияющих на состояние и свойства вещества ( $T$ ,  $p$ ), здесь появляется и внутренний фактор – состав, и связанная с ним проблема постоянства и переменности состава, имеющая фундаментальное значение в химии. Во-вторых, при описании бинарных соединений впервые формируются такие базисные понятия, как валентность, степень окисления, поляризация химической связи. Здесь в отличие от простых веществ появляются гетерополярные составляющие химической связи и все эффекты, связанные с разностью электроотрицательностей компонентов.

Исключительно важную роль играют бинарные соединения с классификационной точки зрения. Многие из них относятся к так называемым *характеристическим соединениям*, отражающим типичные степени окисления и их сравнительную стабильность. К таким соединениям относятся прежде всего оксиды, летучие водородные соединения, а также галогениды.

### Классификация бинарных соединений

Бинарные соединения — это промежуточные фазы в двухкомпонентных системах, образованных простыми веществами. Иными словами, бинарными соединениями являются продукты взаимодействия атомов различных элементов Периодической системы друг с другом. Нередко при таком взаимодействии может образоваться несколько бинарных соединений. Так, в системе  $N_2$  —  $O_2$  существует пять соединений:  $N_2O$ ,  $NO$ ,  $N_2O_3$ ,  $NO_2$ ,  $N_2O_5$  и т.д. Среди них встречаются соединения как постоянного, так и переменного состава. Соединения с координационной структурой всегда характеризуются переменностью состава, хотя в ряде случаев область гомогенности еще экспериментально не определена. Истинно постоянным составом обладают лишь бинарные соединения с молекулярной структурой.

Разнообразие состава бинарных соединений обусловлено еще и тем, что среди них широко распространены не только соединения, подчиняющиеся так называемому правилу формальной валентности, но и соединения, не подчиняющиеся этому правилу. При этом под формальной (стехиометрической) валентностью понимают величину, определяемую положением элемента в Периодической системе и возможными промежуточными степенями окисления. Если правило формальной валентности не соблюдается, то это однозначно свидетельствует о наличии в структуре соединения "катион-катионных" или "анион-анионных" связей.

Даже в таком простом молекулярном соединении, как  $H_2O_2$ , несоблюдение формальной групповой валентности кислорода объясняется наличием "анион-анионной" связи —  $O - O -$ . В том случае, когда правило стехиометрической ва-

лентности соблюдается, в структуре соединения присутствуют только "катион-анионные" связи.

Разнообразие состава и структуры приводит к многообразию свойств бинарных соединений. Среди них существуют и солеобразные, и металлоподобные, и летучие, и тугоплавкие и т.п. Среди бинарных индивидов переменного состава встречаются дальтони́ды и бертоллиды, свойства которых в пределах области гомогенности меняются различным образом. Такая широкая вариация состава, структуры и свойств бинарных соединений затрудняет их систематику. Классификация и номенклатура бинарных соединений общеприняты. В их названиях употребляется корень латинского наименования анионообразователя с окончанием *-ид*, например  $MgCl_2$  — хлорид магния,  $TiC$  — карбид титана,  $SF_6$  — гексафторид серы и т.п.

*Так формируются классы бинарных соединений: гидриды, оксиды, галогениды (фториды, хлориды, бромиды, иодиды), халькогениды (сульфиды, селениды, теллуриды), пниктогениды [нитриды, фосфиды, арсениды, антимониды (стибиды), висмутиды], карбиды, силициды, германиды, бориды.*

*Фундаментальной характеристикой химического соединения, определяющей все его особенности — структуру, состав свойства, является доминирующий тип химической связи.* Только на этом основании можно осуществить систематику бинарных соединений. *По этому признаку все бинарные соединения следует подразделить на три типа: преимущественно ионные (солеобразные), ковалентные и металлоподобные.* Следует также различать координационные ковалентные и молекулярные ковалентные соединения. А преимущественно ионные и металлические бинарные соединения могут быть только координационными в силу ненасыщенного и ненаправленного характера химических связей в них.

### **Кристаллохимическое строение бинарных соединений**

Систематика бинарных соединений по характеру химической связи позволяет на основании положения компонентов в Периодической системе прогнозировать особенности кристаллохимического строения этих соединений. Руководящим принципом при этом является расположение компонентов относительно границы Цинтля. Если оба компонента располагаются слева от границы Цинтля, т.е. у обоих существует дефицит валентных электронов, то образующиеся промежуточные фазы обладают металлическими свойствами (исключение составляют некоторые бориды). Когда оба компонента размещены справа от этой границы, т.е. обладают достаточным числом валентных электронов для образования ковалентных связей, образующиеся бинарные соединения характеризуются ковалентным типом взаимодействия. В случае нахождения компонентов по разные стороны от границы Цинтля возможно образование соединений с различным доминирующим типом химической связи — ионным, ковалентным и металлическим. При этом существенную роль играют три фактора. Во-первых, это разность электроотрицательностей. При значительной разности ОЭО образуются ионные солеобразные соединения (например, галогениды щелочных металлов). При небольшой разности ОЭО взаимодействие компонентов приводит к образованию бинарных соединений с преимущественно

ковалентным типом связи (например, соединения  $A^{III}B^V$ ,  $A^{II}B^{VI}$  – InP, GaAs, ZnS, CdTe и т.п.). Во-вторых, это размерный фактор, который определяет возможность образования фаз внедрения с ковалентно-металлическим типом связи. В-третьих, это относительное содержание анионообразователя в формульной единице соединения в системе с несколькими промежуточными фазами. Так, например, в системах с участием переходных металлов, с одной стороны, и кислорода, фосфора, кремния и т.п. — с другой, существует большое число промежуточных фаз ( $Ti_6O$ ,  $Ti_3O$ ,  $TiO$ ,  $Ti_2O_3$ ,  $TiO_2$  в системе Ti – O. Характер химической связи в них изменяется от преимущественно металлического до преимущественно ковалентного по мере увеличения относительного содержания неметаллического компонента.

В соответствии с преобладающим типом химической связи в бинарных соединениях реализуются различные кристаллические структуры: плотно упакованные ОЦК и другие для металлов (к.ч. 8, 12 и более), менее плотно упакованные (к.ч. 6, 8) для солеобразных ионных кристаллов и "рыхлые" структуры с невысокими координационными числами (к.ч. < 4) для ковалентных соединений, в последнем случае возможно также образование слоистых, цепочечных и молекулярных кристаллических структур.

Изменение типа кристаллической структур в зависимости от характера химической связи в бинарных соединениях можно проследить в так называемых изоэлектронных рядах. Изоэлектронным рядом называют последовательность соединений с одинаковым средним числом валентных электронов на атом. Наиболее известны и показательны в этом отношении изоэлектронные ряды соединений, компоненты которых расположены симметрично относительно элементов IVA-группы. Четыре валентных электрона на атом обеспечивают возникновение пространственных тетраэдрических структур с ковалентным типом связи у простых веществ этой группы.

Рассмотрим изоэлектронные ряды углерода и кремния. Первый из них включает в себя C – BN – BeO – LiF, а второй — Si - AlP – MgS – NaCl. Принцип формирования изоэлектронных рядов состоит в следующем. Возглавляет ряд простое вещество IVA-группы (четыре электрона на атом). Остальные члены ряда — это соединения, компоненты которых равно отстоят от IVA-группы. Число электронов у катионообразователя (IIIA — IA) уменьшается, а у анионообразователя (V — VIIA) увеличивается. При этом среднее число валентных электронов на атом формульной единице остается постоянным. Разность ОЭО компонентов соединений в изоэлектронных рядах растет; следовательно, нарастает ионный вклад химическую связь и закономерно изменяется характер кристаллохимическом строения фаз.

Сам углерод известен главным образом в двух полиморфных модификация: алмаз и графит. В первой из них реализуется пространственная тетраэдрическая структура ( $sp^3$ -гибридизация), а во втором — слоистая гексагональная структур ( $sp^2$ -гибридизация) с более слабыми связями между слоями. Первый изоэлектронный аналог углерода — нитрид бора BN — также образует "алмазоподобную кубическую (сфалеритную) и "графитоподобную" слоистую структуры. Однако появление некоторой доли ионности химической связи

обуславливает появление третьей полиморфной модификации VN — гексагональной структуры типа вюрцита.

Таким образом, в бинарных соединениях с тетраэдрической структурой; преимущественно ковалентным типом связи вюрцитоподобная модификация стабилизируется при наличии заметного ионного вклада. Это положение особенно наглядно проявляется у следующего изоэлектронного аналога углерода — BeO, в котором стабильной модификацией является гексагональная типа вюрцита, что обусловлено еще большей разностью ОЭО компонентов. И наконец, преобладающий ионный вклад в химическую связь последнего члена этого изоэлектронного ряда — LiF — обеспечивает образование кристаллов с решеткой типа NaCl (к.ч. 6).

## Материалы тестовых заданий

### Основные классы неорганических соединений. Расчеты по уравнениям реакций

1. Формула высшего оксида элемента, образующего летучее водородное соединение ЭН<sub>4</sub>, имеет вид  
1)  ЭО<sub>2</sub>      2)  ЭО<sub>4</sub>      3)  ЭО      4)  ЭО<sub>3</sub>
2. Амфотерными являются гидроксиды  
1)  марганца (VII)      2)  кальция  
3)  бериллия      4)  алюминия
3. Оксиды образуются при  
1)  растворении негашёной извести      2)  горении железа в хлоре  
3)  растворении хлора в воде      4)  горении природного газа
4. Средняя соль образуется при взаимодействии  
1)  1 моль Са(ОН)<sub>2</sub> и 2 моль НСl      2)  1 моль Ва(ОН)<sub>2</sub> и 1 моль НСl  
3)  2 моль Mg(ОН)<sub>2</sub> и 1 моль НСl      4)  1 моль Cu(ОН)<sub>2</sub> и 2 моль H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>
5. Для растворения в соляной кислоте 280 г оксида кальция необходимо \_\_\_\_\_ г соляной кислоты  
1)  730 г      2)  365 г      3)  73 г      4)  36,5 г

### Строение атома и химическая связь

1. Квантовое число n характеризует...  
 1) форму электронной орбитали       2) энергию электронной орбитали  
 3) ориентацию электронной орбитали       4) собственный магнитный момент
2. Химическому элементу с формулой высшего оксида Э<sub>2</sub>O<sub>3</sub> соответствует электронная конфигурация внешнего энергетического уровня...  
 1) ns<sup>2</sup> np<sup>2</sup>       2) ns<sup>2</sup> np<sup>4</sup>       3) ns<sup>2</sup> np<sup>1</sup>       4) ns<sup>2</sup> np<sup>3</sup>
3. В группах с увеличением порядкового номера электроотрицательность элементов...  
 1) изменяется периодически       2) уменьшается  
 3) увеличивается       4) не изменяется
4. Угол между связями в молекуле SiH<sub>4</sub> равен ...  
 1) 120°       2) 180°       3) 90°       4) 109°28'
5. Для простых веществ характерны следующие типы химической связи...  
 1) Ковалентная полярная и металлическая       2) Ковалентная неполярная и ионная  
 3) Ионная и металлическая       4) Ковалентная неполярная и металлическая

### Учение о химических процессах

1. В системе, находящейся при постоянном давлении и температуре, самопроизвольно могут протекать процессы, для которых ...  
 1) ΔS < 0       2) ΔH > 0       3) ΔG > 0       4) ΔG < 0
2. В соответствии с термохимическим уравнением реакции CH<sub>4(г)</sub> + 2O<sub>2(г)</sub> ↔ CO<sub>2(г)</sub> + 2H<sub>2</sub>O<sub>(г)</sub>, Δ<sub>r</sub>H = - 802 кДж для получения 500 кДж теплоты необходимо сжечь \_\_\_\_\_ литр(ов) (н.у.) метана.  
 1) 56       2) 28       3) 14       4) 42
3. Если увеличить давление в 10 раз, то скорость прямой реакции H<sub>2(г)</sub> + Br<sub>2(г)</sub> ↔ 2HBr<sub>(г)</sub>, при условии ее элементарности, увеличится в \_\_\_\_\_ раз.  
 1) 50       2) 100       3) 20       4) 5
4. Количественное влияние температуры на скорость химической реакции выражается ...  
 1) правилом Вант-Гоффа       2) законом действующих масс  
 3) законом Гесса       4) законом Рауля
5. Для смещения равновесия в системе MgO<sub>(т)</sub> + CO<sub>2(г)</sub> ↔ MgCO<sub>3(т)</sub>, Δ<sub>r</sub>H < 0 в сторону продуктов реакции необходимо ...  
 1) Понизить давление       2) Понизить температуру  
 3) Ввести катализатор       4) Ввести ингибитор



**Жидкое состояние. Растворы**

1. Формула для нахождения молярной концентрации растворённого вещества имеет вид:

1)  $\circ c_M = \frac{v_2}{m_{\text{раствора}}}$     2)  $\circ c_M = \frac{v_2}{v_1+v_2} \cdot 100 \%$     3)  $\circ c_M = \frac{v_2}{m_1}$     4)  $\circ c_M = \frac{v_2}{V_{\text{раствора}}}$

2. Для приготовления 2 л 0,1 М раствора NaOH требуется \_\_\_\_\_ г гидроксида натрия

1)  $\circ 40$                       2)  $\circ 8$                       3)  $\circ 4$                       4)  $\circ 10$

3. Для повышения температуры кипения раствора на  $1,04^\circ\text{C}$ , необходимо, чтобы концентрация растворённого в нём неэлектролита составляла \_\_\_\_\_ моль/кг ( $E_{\text{H}_2\text{O}} = 0,52$  (град · кг)/моль)

1)  $\circ 0,2$                       2)  $\circ 2$                       3)  $\circ 1$                       4)  $\circ 0,1$

4. Химическое взаимодействие возможно между веществами

1)  $\square \text{LiCl}$  и  $\text{KOH}$     2)  $\square \text{NH}_4\text{Cl}$  и  $\text{KOH}$     3)  $\square \text{FeCl}_2$  и  $\text{KOH}$     4)  $\square \text{NaCl}$  и  $\text{KOH}$

5. Формула соли, не подвергающейся гидролизу, имеет вид

1)  $\circ \text{FeCl}_3$     2)  $\circ \text{K}_2\text{CO}_3$     3)  $\circ \text{K}_2\text{SO}_4$     4)  $\circ \text{As}_2\text{S}_3$

## **Виды и формы самостоятельной работы**

Самостоятельная работа студентов (СРС) предполагает многообразные виды индивидуальной и коллективной деятельности студентов, осуществляемые под руководством, но без непосредственного участия преподавателя в специально отведенное для этого аудиторное и внеаудиторное время. Самостоятельная работа – это особая форма обучения по заданию преподавателя, выполнение которой требует творческого подхода и умения получать знания самостоятельно.

Структурно самостоятельную работу студента можно разделить на две части:

1) организуемая преподавателем и четко описываемая в учебно-методическом комплексе; 2) самостоятельная работа, которую студент организует по своему усмотрению, без непосредственного контроля со стороны преподавателя.

Методологической основой самостоятельной работы студентов является деятельностный подход, когда цели обучения ориентированы на формирование умений решать не только типовые, но и нетиповые задачи, когда студент должен проявить творческую активность, инициативу, знания, умения и навыки, полученные при изучении конкретной дисциплины.

Методическое обеспечение самостоятельной работы предусматривает: перечень тематики самостоятельного изучения, наличие учебной, научной и справочной литературы по данным темам, формулировку задач и целей самостоятельной работы, наличие инструкций и методических указаний по работе с данной тематикой. Задания должны соответствовать задачам изучения курса и целям формирования профессионала. На младших курсах СРС ставит своей целью расширение и закрепление знаний, приобретаемых студентом на традиционных формах занятий.

Формы самостоятельной работы студентов

1. Конспектирование.
2. Реферирование литературы.
3. Аннотирование книг, статей.
4. Выполнение заданий поисково-исследовательского характера.
5. Углубленный анализ научно-методической литературы.
6. Работа с лекционным материалом: проработка конспекта лекций, работа на полях конспекта с терминами, дополнение конспекта материалами из рекомендованной литературы.
7. Участие в работе семинара: подготовка сообщений, докладов, заданий.
8. Контрольная работа в письменном виде.
9. Выполнение заданий по сбору материала во время практики.

Виды самостоятельной работы: познавательная деятельность во время основных аудиторных занятий; самостоятельная работа в компьютерных классах под контролем преподавателя в форме плановых консультаций; внеаудиторная самостоятельная работа студентов по выполнению домашних заданий учебного и творческого характера (в том числе с электронными ресурсами); самостоятельное овладение студентами конкретных учебных модулей, предложенных для самостоятельного изучения; самостоятельная работа студентов по поиску материала, который может быть использован для написания рефератов, курсовых и квалификационных работ; учебно-исследовательская работа; научно-исследовательская работа.

**ПЕРЕЧЕНЬ УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКИХ МАТЕРИАЛОВ,  
РАЗРАБОТАННЫХ НА КАФЕДРЕ ПО ДИСЦИПЛИНЕ**

<b>№ п/п</b>	<b>Наименование издания</b>	<b>Вид издания (учебник, учебное пособие, методические указания, компьютерная программа)</b>	<b>Автор (авторы)</b>	<b>Год издания</b>	<b>Место хранения и количество</b>
1.	Лабораторный практикум по химии	Учебное пособие	О.Р. Сергуткина, О.В. Артамонова, Л.Г. Барсукова и др.; под общ. ред. О.Р. Сергуткиной	2011	Библиотека Воронежского ГАСУ, 700 экз.
2.	Основные понятия и законы химии. Классы неорганических соединений <i>№ 913</i>	Метод. указан. к внеаудиторн. самост. работе для студ. 1-го курса всех специальностей	О.В. Артамонова, Л.Г. Барсукова.	2008	Библиотека Воронежского ГАСУ, 350 экз.
3.	Строение вещества <i>№ 794a</i>	Метод. указан. к внеаудиторн. самост. работе для студ. 1-го курса всех специальностей	Л.Г. Барсукова, Г.Ю. Вострикова, Г.Г. Кривнева.	2012	Библиотека Воронежского ГАСУ, 350 экз.
4.	Энергетика химических процессов. Электрохимические процессы <i>№438</i>	Метод. указан. к внеаудиторн. самост. работе для студ. 1-го курса всех специальностей	Г.Г. Кривнева, Л.Г. Барсукова, Г.Ю. Вострикова	2008	Библиотека Воронежского ГАСУ, 350 экз.
5.	Растворы. Дисперсные системы <i>№ 624</i>	Метод. указан. к внеаудиторн. самост. работе для студ. 1-го курса всех специальностей	О.Р. Сергуткина, Л.Г. Барсукова, О.Б. Кукина.	2008	Библиотека Воронежского ГАСУ, 350 экз.

Зав. кафедрой \_\_\_\_\_ (Ф.И.О.)

## ТОЛКОВЫЙ СЛОВАРЬ ТЕРМИНОВ (ГЛОССАРИЙ)

### Общая химия

Автор (ы): Артамонова О.В., Сергуткина О.Р.  
 Кафедра «Химии»

### ТОЛКОВЫЙ СЛОВАРЬ ТЕРМИНОВ

Термины	Толкование
1	2
Активность	Для характеристики реальных свойств растворов электролитов, связанных с различными взаимодействиями между частицами растворённого вещества, Активность ( $a$ ) связана с концентрацией ( $c$ ) соотношением: $a = f \cdot c,$ где $f$ – коэффициент активности, учитывающий отклонения свойств реальных растворов от идеальных
Акцептор	см. <b>Химическая связь, донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи</b>
Аммоний	
· ион	$\text{NH}_4^+$
· хлорид	$\text{NH}_4\text{Cl}$
Амфотерность	Электролиты, диссоциирующие как кислоты, и как основания: $\text{H}^+ + \text{RO}^- \rightleftharpoons \text{ROH} \rightleftharpoons \text{R}^+ + \text{OH}^-$
Атомная орбиталь (АО)	Область пространства, в котором наиболее вероятно нахождение электрона. Состояние электрона в атоме, характеризующееся определёнными значениями <b>квантовых чисел <math>n, l, m_l</math></b>
· форма (тип)	Определяется значением <b>орбитального квантового числа</b> . В нормальном состоянии форма АО электрона может соответствовать s-, p-, d-, f-состоянию в зависимости от значения <b>главного квантового числа</b>
· заполнение	В соответствии с <b>принципом Паули</b> одна АО может быть заполнена не более чем двумя электронами
Валентные электроны	Электроны, способные участвовать в образовании химической связи.
Электролитическая диссоциация воды	$\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$
Водородный показатель (pH)	$\text{pH} = -\lg C_{\text{H}^+}.$ В кислой среде $\text{pH} < 7$ , в щелочной $\text{pH} > 7$ , в нейтральной $\text{pH} = 7$

1	2
Волновая функция	Вероятность нахождения электрона в определенной области пространства описывается волновой функцией $\psi$ , которая характеризует амплитуду волны, как функцию координат электрона. В наиболее простом случае эта функция зависит от трех пространственных координат и называется <b>орбиталью</b>
Восстановители	Вещества, содержащие в своём составе элементы, которые в ходе <b>окислительно-восстановительного процесса</b> повышают свою <b>степень окисления</b> . Например, металлы в свободном состоянии являются восстановителями: $Me^0 - ne^- \rightarrow Me^{n+}$
Высший оксид	Образуется элементом в высшей положительной степени окисления, совпадающей с номером группы. Например, азот расположен в VA группе, электронная структура его атома: $1s^2 2s^2 2p^3$ на внешнем уровне имеет 5 электронов, высшая положительная степень окисления азота равна +5. Формула высшего оксида: $N_2O_5$
Гетерогенные дисперсные системы	Состоят из непрерывной дисперсионной среды и различной степени раздробленности дисперсной фазы
Гибридизация атомных орбиталей	При образовании химической связи электронные облака претерпевают гибридизацию (изменение формы) и располагаются в пространстве таким образом, чтобы быть равноудалёнными друг от друга.
Валентный угол химической связи	Угол между воображаемыми прямыми, проходящими через ядра химически связанных атомов. Пространственная структура молекул определяется числом атомов в молекуле и направленностью химической связи. Например, в зависимости от типа гибридизации атома углерода, пространственная конфигурация молекул: $C_2H_2$ – линейная (при $sp$ -гибридизации угол связи $180^\circ$ ), $C_2H_4$ – треугольная – (при $sp^2$ -гибридизации угол связи $120^\circ$ ), $CH_4$ – тетраэдрическая (при $sp^3$ -гибридизации угол связи $\approx 109,5^\circ$ )
Гидролиз солей	Взаимодействие ионов соли с водой, сопровождающееся образованием <b>слабодиссоциирующих (слабых) электролитов</b> и изменением <b>pH среды</b>
Гидролизующиеся по катиону	Образованы слабым основанием и сильной кислотой, например: $ZnCl_2$ , $MnSO_4$ , $FeCl_3$ . Реакция среды в растворах таких солей кислая, $pH < 7$ . Гидролиз протекает вследствие образования слабого основания или слабодиссоциирующего катиона.
Гидролизующиеся по аниону	Образованы сильным основанием и слабой кислотой, например: $Na_2CO_3$ , $K_2SO_3$ , $Na_2SiO_3$ . Реакция среды в растворах таких солей щелочная, $pH > 7$ . Гидролиз протекает вследствие образования слабой кислоты или слабодиссоциирующего аниона.
Гидролизующиеся по катиону и по аниону	Образованы слабым основанием и слабой кислотой, например: $(NH_4)_2SiO_3$ , $(CH_3COO)_2Mg$ . Реакция среды зависит от величины константы диссоциации кислоты и основания.
Степень гидролиза	Отношение числа прогидролизовавшихся частиц к общему числу растворённых частиц, обычно невелика (3-4 %). Соли, образованные слабыми кислотами и основаниями гидролизуются значительно, вплоть до полного разложения.

1	2
Константа гидролиза	Равна отношению ионного произведения воды ( $10^{-14}$ ) к константе диссоциации слабого электролита, образовавшегося в результате гидролиза
Дипольный момент химической связи	Произведение абсолютного значения заряда электрона $q$ на расстояние $l$ между центрами положительного и отрицательного зарядов: $\mu = q \cdot l$
Дипольный момент молекулы	Дипольный момент химической связи – векторная величина. Для симметричных молекул с ковалентной полярной связью $\mu_{\text{мол}} = 0$ , например: $\text{CO}_2$ , $\text{BF}_3$ , $\text{CH}_4$ , $\text{SiH}_4$ . Несимметричные молекулы, например: $\text{NH}_3$ , $\text{H}_2\text{O}$ , имеют $\mu \neq 0$
Диссоциация (электролитическая) в растворах	Разложение молекул кислот, оснований, солей на положительно заряженные (катионы) и отрицательно заряженные (анионы) под действием полярных молекул растворителя
· степень	<p>Отношение числа молекул, которые продиссоциировали на ионы, к общему числу молекул электролита:</p> $\alpha = \frac{N_{\text{продиссоциировавших молекул}}}{C_{M(\text{раствора})}}$ <p>Для сильных электролитов степень диссоциации равна единице, для слабых она значительно меньше единицы. Отсюда следует, что в растворах сильных электролитов вещество находится в виде ионов, в растворах слабых – в виде молекул и небольшого числа ионов, в неэлектролитах – в виде молекул.</p>
· константа	<p>Применяема для количественной характеристики электролитической диссоциации слабых электролитов. Чем меньше величина константы диссоциации, тем более слабым является электролит. Например, диссоциация <b>слабой</b> азотистой <b>кислоты</b> характеризуется равновесием: <math>\text{HNO}_2 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{NO}_2^-</math> и <b>константой равновесия</b>:</p> $K = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{NO}_2^-]}{[\text{HNO}_2]} = 4 \cdot 10^{-4}$ <p>Чем меньше величина константы диссоциации, тем более слабым является электролит</p>
Закон Гесса	Тепловой эффект химических реакций, протекающих при $V, T = \text{const}$ или $P, T = \text{const}$ , не зависит от пути протекания процесса, а определяется лишь видом и состоянием начальных и конечных веществ
- следствие	<p>Тепловой эффект химического процесса (<math>\Delta_r H</math>) равен разности между суммами энтальпий образования продуктов реакции и исходных веществ:</p> $\Delta_r H = \sum \nu \cdot \Delta_f H_{\text{(продуктов реакции)}} - \sum \nu \cdot \Delta_f H_{\text{(исходных веществ)}}$ <p>где <math>\nu</math> – стехиометрические коэффициенты в уравнении реакции</p>

1	2
Закон действия масс (ЗДМ)	<p>Отношение относительных равновесных концентраций продуктов реакции к произведению относительных равновесных концентраций исходных веществ в степенях, равных стехиометрическим коэффициентам, при постоянной температуре является величиной постоянной.</p> <p>Для равновесного процесса  <math display="block">\text{H}_2 + \text{Br}_2 \rightleftharpoons 2\text{HBr}</math> ЗДМ математически выражается через <b>константу химического равновесия</b></p> $K = \frac{[\text{HBr}]^2}{[\text{H}_2] \cdot [\text{Br}_2]}$ <p>Для элементарной необратимой химической реакции: <math>a\text{A} + b\text{B} \rightarrow d\text{D}</math>  ЗДМ выражается через <b>кинетическое уравнение реакции</b></p> $v = k \cdot c_A^a \cdot c_B^b,$ <p>где <math>k</math> – константа скорости реакции, зависит от природы реагирующих веществ и температуры. Кинетическое уравнение реакции характеризует влияние концентрации реагирующих веществ на скорость химических реакций</p>
Закон периодический Д.И. Менделеева	Свойства элементов и образуемых ими простых и сложных веществ находятся в периодической зависимости от заряда ядра атомов элементов
Закон Рауля	Относительное понижение давления насыщенного пара растворителя над раствором нелетучего вещества пропорционально молярной доле растворённого вещества
Ионное произведение воды	Произведение концентрации ионов водорода и гидроксид-ионов для воды и водных растворов при 22 °С: $K_w = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}$
Квантовые ячейки	Графическое изображение АО в виде квадратиков, а электронов – в виде стрелок
Классы неорганических соединений:	Сложные вещества неорганической природы
· оксиды	Оксиды – сложные вещества, состоящие из двух элементов, один из которых – кислород. Общая формула оксидов: $\text{Э}_x\text{O}_y$ , где $x$ – число атомов элемента, $y$ – число атомов кислорода
· гидроксиды	Продукты прямого или косвенного взаимодействия оксидов с водой
– кислотные (кислоты)	Сложные вещества, молекулы которых состоят из атомов водорода и кислотного остатка. Например: $\text{HCl}$ , $\text{H}_2\text{SO}_4$ , $\text{H}_2\text{CO}_3$ . Существуют также бескислородные кислоты, которые не являются гидратами оксидов, например: $\text{HCl}$ , $\text{HBr}$ , $\text{H}_2\text{S}$ .
– основные (основания)	Сложные вещества, молекулы которых состоят из атомов металлов и одной или нескольких гидроксильных групп $\text{OH}^-$ . Например: $\text{NaOH}$ , $\text{Ca}(\text{OH})_2$ , $\text{Fe}(\text{OH})_2$ .

1	2
· соли	Сложные вещества, состоящие из кислотного и основного остатков. Например: NaCl, CaSO <sub>4</sub> , FeCO <sub>3</sub> . Кислотный остаток – группа атомов, которая получается, если от кислоты мысленно отнять один или несколько атомов водорода. Основной остаток – часть молекулы основания, которая остаётся при мысленном отрыве от неё <b>одной или нескольких гидроксильных групп</b>
· кислые	Образуются при неполном замещении водорода в молекулах многоосновных кислот атомами металла, т.е. в избытке кислоты
· основные	Образуются при неполном замещении гидроксильных групп в молекулах многокислотных оснований кислотными остатками, т.е. в избытке основания
Концентрация вещества в растворе:	Отношение количества или массы вещества, содержащегося в растворе, к объёму или массе этого раствора
· молярная	$c_M = \frac{m_2}{M_2 \cdot V}, \text{ моль/л.}$
· молярная эквивалента вещества	$c_{\text{Э}} = \frac{m_2}{M_{\text{Э}} \cdot V}, \text{ моль/л.}$
· массовая доля	$\omega = \frac{m_2}{m_1 + m_2} \cdot (100 \%), \text{ доли единицы (или \%)}$
· моляльная	$c_m = \frac{m_2 \cdot 1000}{M_2 \cdot m_1}, \text{ моль/кг.}$ Условные обозначения: $m_1$ – масса растворителя, г; $m_2$ – масса растворённого вещества, г; $M_2$ – молярная масса растворённого вещества, г/ моль; $M_{\text{Э}}$ – молярная масса эквивалента растворённого вещества, г/ моль; $V$ – объём раствора, л
Нейтрализации реакция	Реакция между кислотой и основанием, в результате которой образуется вода $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$
Неподелённая электронная пара	Два электрона, имеющие одинаковые главное, орбитальное и магнитное квантовые числа, например: в атоме водорода $1s^2$ , в атоме азота, имеющего электронную структуру $1s^2 2s^2 2p^3$ , неподелёнными являются пары $1s^2 2s^2$ , на внешнем уровне – $2s^2$
Неполярные молекулы	Имеют <b>дипольный момент молекулы</b> ( $\mu_{\text{мол.}}$ ) равный нулю, например: N <sub>2</sub> . CO <sub>2</sub> . SiH <sub>4</sub>
Окислители	Вещества, содержащие в своём составе элементы, которые в ходе <b>окислительно-восстановительного процесса</b> понижают свою <b>степень окисления</b> . Например, неметаллы VI и VII групп малых периодов: $\text{S}^0 + 2e^- \rightarrow \text{S}^{2-}$



1	2
Осмос	<p>Диффузия вещества через полупроницаемую мембрану, через которую проходит растворитель, но не проходят растворённые вещества. Внешнее давление, которое нужно приложить, чтобы осмос прекратился, называется осмотическим и обозначается <math>\pi</math>. Экспериментально было найдено, что осмотическое давление пропорционально молярной концентрации раствора (<math>c_m</math>) и температуре (Т, К)</p> $\pi = c_m R T,$ <p>где R — универсальная газовая постоянная. Это уравнение называют законом Вант-Гоффа. В таком виде оно применимо только к растворам неэлектролитов</p>
Полярные молекулы	Имеют <b>дипольный момент молекулы</b> ( $\mu_{\text{мол.}}$ ) отличный от нуля, например: $\text{H}_2\text{O}$ , $\text{NH}_3$ , $\text{BF}_3$
Правило · Гунда	Электроны на эквивалентных орбиталях располагаются так, чтобы суммарный спин их был максимальным
Правило Вант Гоффа	<p>При изменении температуры на каждые 10 градусов скорость химической реакции изменяется в (2-4) раза</p> $\frac{v_{t_2}}{v_{t_1}} = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}},$ <p>где <math>v_{t_1}</math> и <math>v_{t_2}</math> — скорость реакции при температурах <math>t_1</math> и <math>t_2</math>;  <math>\gamma</math> — температурный коэффициент скорости реакции, показывающий во сколько раз изменяется скорость реакции при изменении температуры на каждые <math>10^0</math></p>
Правило · Клечковского	<p>Увеличение энергии и соответственно заполнение орбиталей происходит в порядке возрастания суммы квантовых чисел (<math>n + l</math>), а при равной сумме (<math>n + l</math>) в порядке возрастания числа n. Соответственно этому правилу подоболочки выстраиваются в следующий ряд:</p> $1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s \approx 3d < 4p < 5s \approx 4d < 5p < 6s \approx 5d \dots$
Принцип · кислотно-основного взаимодействия	<p>Состоит в том, что химическое взаимодействие возможно между соединениями, проявляющими кислотные свойства с соединениями основного характера, т.е. реакция между основным и кислотным оксидом:</p> $\text{CaO} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3$ <p>возможна, а реакция между основным оксидом и основанием: <math>\text{CaO} + \text{NaOH} \neq</math> невозможна</p>
Принцип · Ле Шателье	Если на систему, находящуюся в равновесии, оказать какое-либо воздействие, то в результате протекающих в ней процессов равновесие сместится в таком направлении, что оказанное воздействие уменьшится
Принцип · наименьшей энергии	Электроны в атоме в первую очередь заполняют атомные орбитали с минимальной энергией
Принцип · Паули	В атоме не может быть двух одинаковых электронов, со всеми одинаковыми четырьмя квантовыми числами, хотя бы одним квантовым числом они должны отличаться

1	2
Равновесие химическое	При протекании <b>обратимых химических реакций</b> наступает в момент, когда скорость прямой реакции становится равной скорости обратной реакции
Распределение электронов в атомах (электронные формулы, квантовые ячейки)	В соответствии с <b>принципом Паули</b> на <b>атомной орбитали определённого типа</b> максимально может находиться следующее число электронов: s – 2e <sup>-</sup> , p – 6e <sup>-</sup> , d – 10e <sup>-</sup> , f – 14e <sup>-</sup> . АО заполняются в соответствии <b>принципом наименьшей энергии и правилом Клечковского</b>
Ряд электрохимической активности (ряд активности) металлов	Металлы, расположенные в порядке возрастания алгебраической величины их электродных потенциалов. Чем отрицательнее значение электродного потенциала, тем более активным восстановителем является металл. Ряд стандартных электродных потенциалов характеризует электрохимическую активность металлов в окислительно-восстановительных реакциях, протекающих в водной среде при стандартных условиях
Скорость химической реакции	Число элементарных актов химической реакции, происходящих в единицу времени в единице объема (для <b>гомогенных реакций</b> ) или на единице поверхности (для <b>гетерогенных реакций</b> ), изменение концентрации реагирующих веществ в единицу времени
Сродство к электрону	Энергия, выделяющаяся при присоединению электронов к моль свободных атомов, выражается в кДж/моль
Степень окисления	Воображаемый заряд атома, вычисленный из предположения, что соединение состоит из ионов. Степени окисления имеют знак «+» или «-» и целочисленное значение: $+1 \quad +5 \quad -2 \quad 1 \quad +4 \quad -2 \quad +3 \quad -2$ $\text{H} \quad \text{N} \quad \text{O}_3, \quad \text{K}_2 \quad \text{S} \quad \text{O}_3, \quad \text{Al}_2 \quad \text{O}_3.$ Степень окисления вычисляется из условия, что соединение электронейтрально.
Температура замерзания растворов (понижение)	Разность между температурами замерзания чистого растворителя ( $t_{\text{замез.}}^0$ ) и раствора ( $t_{\text{замез.}}$ ) пропорциональна <b>моляльной концентрации растворённого вещества (<math>c_m</math>)</b> : $\Delta t_{\text{замез.}} = t_{\text{замез.}}^0 - t_{\text{замез.}} = K_{\text{кр.}} \cdot c_m$ где $K_{\text{кр.}}$ – криоскопическая постоянная
Температура кипения растворов (повышение)	Разность между температурами кипения чистого растворителя ( $t_{\text{кипн.}}^0$ ) и раствора ( $t_{\text{кипн.}}$ ) пропорциональна <b>моляльной концентрации растворённого вещества (<math>c_m</math>)</b> : $\Delta t_{\text{замез.}} = t_{\text{кипн.}} - t_{\text{кипн.}}^0 = K_{\text{эб.}} \cdot c_m$ где $K_{\text{эб.}}$ – эбулиоскопическая постоянная
Уравнения ионно-молекулярные	Отражают равновесия в растворах электролитов. Обменные реакции в растворах электролитов идут в сторону образования малорастворимых веществ или слабых электролитов, которые записываются в виде молекул, хорошо растворимые вещества и растворимые сильные электролиты – в виде ионов, например: $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{KOH} \rightarrow \text{NH}_4\text{OH} + \text{KCl},$ $\text{NH}_4^+ + \text{Cl}^- + \text{K}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{NH}_4\text{OH} + \text{K}^+ + \text{Cl}^-,$ $\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{NH}_4\text{OH}$ <p style="text-align: center;">слабый электролит</p>

1	2
Уравнения ионно-молекулярные правила написания	<p>1. Составляется молекулярное уравнение реакции. Формулы веществ записываются в соответствии с правилом валентности. Рассчитываются (если необходимо) коэффициенты в соответствии с законом сохранения массы веществ.</p> <p>2. Составляется полное ионно-молекулярное уравнение. В молекулярной форме следует записывать малорастворимые и газообразные вещества, а также слабые электролиты. Все эти вещества или не образуют в растворах ионов, или образуют их очень мало. В виде ионов записывают сильные кислоты и основания, а также растворимые соли. Эти электролиты существуют в растворе в виде ионов, но не молекул.</p> <p>3. Составляется сокращённое ионно-молекулярное уравнение. Ионы, которые в ходе реакции не изменяются, сокращаются. Полученное уравнение показывает суть реакции</p>
Фаза	Часть системы, отделённая от других её частей поверхностью раздела, при переходе через которую свойства изменяются скачком
Функции состояния системы (характеристические)	Состояние и свойства системы можно характеризовать с помощью термодинамических параметров состояния: $T$ – температура, $p$ – давление, $V$ – объём, $c$ – концентрация. Функциями термодинамических параметров состояния являются: $U$ – внутренняя энергия, $S$ – энтропия, $H$ – энтальпия, $G$ – энергия Гиббса, $F$ – энергия Гельмгольца
Химическая связь	Явление взаимодействия атомов, обусловленное перекрыванием электронных облаков связывающих частиц, которое сопровождается уменьшением полной энергии образовавшейся системы (молекулы, кристалла, комплекса и т.п.). Различают три основных вида химической связи: <b>ковалентная, ионная, металлическая</b>
· ионная	При очень большой разности ЭО у взаимодействующих атомов электронное облако химической связи максимально смещается в сторону атома с бóльшей ЭО. Электрон почти полностью переходит от одного атома к другому, в результате чего атомы превращаются в ионы. Ионная связь – результат электростатического взаимодействия противоположно заряженных ионов, она является предельным случаем ковалентной полярной связи
· ковалентная	Согласно методу валентных связей (ВС) образуется двумя атомами за счёт двух электронов с антипараллельными спинами, т.е. она локализована между двумя атомами
- неполярная	Область перекрывания электронных облаков расположена симметрично относительно ядер атомов и принадлежит им в равной степени, то такая связь называется ковалентной неполярной. Этот вид связи наблюдается, обычно, в молекулах, образованных атомами с одинаковой электроотрицательностью. Например, $H_2$ , $Cl_2$ , $F_2$ , $N_2$ , $O_2$ и т.д.
- полярная	В молекулах, атомы которых различаются по электроотрицательности, общая электронная пара (область перекрывания электронных облаков) смещена к атому с бóльшей электроотрицательностью
· металлическая	Многоцентровая химическая связь с дефицитом электронов в твердом или жидком веществе, основанная на обобществлении внешних электронов атомов. Согласно теории свободных электронов в узлах решетки металла находятся положительно заряженные ионы, которые погружены в электронный «газ», распределенный по всему металлу

1	2
Химические реакции гомогенные	Протекают в гомогенной системе, состоящей из одной фазы: газовая, раствор нескольких веществ в одном растворителе
Химические реакции гетерогенные	Протекают на границе раздела <b>фаз</b>
Химические реакции окислительно-восстановительные	В результате которых изменяются степени окисления элементов
Химические реакции необратимые	Протекают только в одном направлении до конца, до полного израсходования одного из реагирующих веществ
Химические реакции обратимые	Протекает как в прямом, так и в обратном направлении, отмечаются значком « $\rightleftharpoons$ »
Химические реакции практически необратимые ионного обмена	Сопровождаются образованием осадка, слабого электролита или газа. В обратном направлении протекают очень незначительно, например: $\text{CaCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CaSO}_4\downarrow + 2\text{NaCl}$ $\text{Ca}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{CaSO}_4\downarrow$
Химические реакции: тепловой эффект	Изменение энергии системы при протекании в ней необратимой химической реакции и условия, что совершается только работа расширения, обозначается $\Delta_r H$
· экзотермические	Происходят с выделением теплоты. Тепловой эффект таких реакций отрицательный, например: $\text{CaO}_{(кр)} + \text{SiO}_{2(кр)} \rightarrow \text{CaO} \cdot \text{SiO}_{2(кр)}, \Delta_r H^0 = -89,1 \text{ кДж}$
· эндотермические	Происходят с поглощением теплоты. Тепловой эффект таких реакций положительный, например: $\text{CaCO}_{3(кр)} = \text{CaO}_{(кр)} + \text{CO}_{2(г)}, \Delta_r H^0 > 0$
Щелочноземельные металлы	Кальций, стронций, барий
Щелочные металлы	Литий, натрий, калий, рубидий, цезий, франций – элементы IA группы периодической системы
Электролиты	К электролитам относятся кислоты, основания, соли
Электролиты · сильные	Полностью диссоциируют на ионы, степень диссоциации $\alpha=1$
Электролиты · слабые	Диссоциируют на ионы частично, степень диссоциации $\alpha \ll 1$ . В процессе диссоциации устанавливается равновесие, которое характеризуется соответствующей <b>константой диссоциации</b>
Электроотрицательность	Относительная электроотрицательность (ОЭО) характеризует способность атомов в соединениях притягивать к себе электроны
Электронные формулы	Отражают распределение электронов в атомах на атомных орбиталях энергетических уровней и подуровней. АО заполняются в соответствии с <b>принципом наименьшей энергии, принципом Паули и правилом Гунда</b> . Например, электронная формула атома натрия: $\text{Na}_{11} - 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ , иона натрия: $\text{Na}^+_{10} - 1s^2 2s^2 2p^6$
Энергетический уровень	Состояние электрона, характеризующееся определённым значением главного квантового числа «n». Максимально возможное число электронов на уровне определяется по формуле: $2n^2$

1	2
Энергия активации	Минимально избыточная по сравнению со средней энергия, которой должны обладать молекулы, чтобы их столкновение могло привести к образованию нового вещества, выражается в кДж/моль. Основная причина <b>влияния температуры на скорость реакции</b> заключается в увеличении числа активных частиц с увеличением температуры
Энергия Гиббса	Изобарно-изотермический потенциал $\Delta_r G$ химического процесса, характеризует направление его самопроизвольного протекания при заданных условиях, если $\Delta_r G < 0$
Энергия ионизации	Энергия, которую нужно затратить, чтобы моль нейтральных атомов превратить в моль положительно заряженных ионов, выражается в кДж/моль
Энтропия	Физическая величина, характеризующая степень неупорядоченности систем, состоящих из большого числа частиц, находящихся в тепловом движении. В изолированной системе самопроизвольные процессы протекают в сторону увеличения энтропии: $\Delta_r S > 0$

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение  
высшего профессионального образования  
«Воронежский государственный архитектурно-строительный университет»

## **СПИСОК ОБОРУДОВАНИЯ, ИСПОЛЬЗУЕМОГО ПРИ ИЗУЧЕНИИ ДИСЦИПЛИНЫ**

### **Общая химия**

Автор (ы): Артамонова О.В.  
Кафедра «Химии»

Лаборатория общей и неорганической химии, аудитория №6421.

Оборудование: приборы, химреактивы, химическая посуда, стенды, кино- и видеофильмы, диапроекторы, видеопроектор.

Лаборатория химического и физико-химического анализа (бизнес-инкубатор 105 ауд.).

Оборудование: приборы, химреактивы, химическая посуда, хроматограф 111, сканирующий зондовый микроскоп, учебно-лабораторный комплекс «Химия», фотометр фотоэлектрический КФК-3, электропечь SNOL, иономер И-160, стенды, кино- и видеофильмы, диапроекторы, видеопроектор.

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение  
высшего профессионального образования  
«Воронежский государственный архитектурно-строительный университет»

## **ПЕРЕЧЕНЬ ТЕХНИЧЕСКИХ СРЕДСТВ, ПРОГРАММНОГО ОБЕСПЕЧЕНИЯ И ЭЛЕКТРОННЫХ ОБУЧАЮЩИХ МАТЕРИАЛОВ**

### **Общая химия**

Автор (ы): Артамонова О.В.  
Кафедра «Химии»

#### ***Электронные библиотечно-информационные ресурсы***

1. Неорганическая химия. Учебное пособие (2010, Макарова О.В., Ай Пи Эр Медиа) .- ЭБС IPRbooks
2. Состав учебно-методического обеспечения, рекомендации по использованию информационных технологий:  
Химический каталог. Неорганическая химия. Сайты и книги <http://www.ximicat.com>  
Chemnet – официальное электронное издание Химического факультета МГУ  
<http://www.chem.msu.ru/rus>  
Журнал Неорганическая химия [http://elibrary.ru/title\\_about.asp?id=7794](http://elibrary.ru/title_about.asp?id=7794)  
[www.chem.msu.ru/rus/elibrary](http://www.chem.msu.ru/rus/elibrary) - Неорганическая химия
3. Технические средства обучения  
Ноутбук и медиапроектор – отдел инновационных образовательных программ

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение  
высшего профессионального образования  
«Воронежский государственный архитектурно-строительный университет»

## **ПРИМЕРНАЯ ТЕМАТИКА КУРСОВЫХ РАБОТ (ПРОЕКТОВ)**

### **Общая химия**

Автор (ы): Артамонова О.В.  
Кафедра «Химии»

1. Синтез кристаллов портландита на основе негашеной извести  $\text{CaO}$ .
2. Синтез портландито – карбонатного материала на основе порошка кристаллов портландита.
3. Синтез портландито – кремнеземистого материала на основе порошка кристаллов портландита.
4. Синтез портландито – алюмосиликатного материала на основе порошка кристаллов портландита.
5. Синтез наноразмерных частиц оксида кремния золь – гель методом.
6. Синтез наноразмерных частиц гидроксида циркония золь – гель методом.
7. Синтез наноразмерных композиций  $\text{ZrO}_2 - \text{In}_2\text{O}_3$  золь – гель методом.
8. Синтез наноразмерных частиц оксида и гидроксида алюминия золь – гель методом.
9. Синтез наноразмерных частиц оксида титана золь – гель методом.
10. Синтез наноразмерных частиц оксида железа золь – гель методом.



## ВОПРОСЫ ДЛЯ ПОДГОТОВКИ К ЭКЗАМЕНУ

### Общая химия

Автор (ы): Артамонова О.В.  
Кафедра «Химии»

#### *Предмет и задачи химии*

1. Химия как система знаний о веществах – их составе, строении и химической связи. Предмет и задачи химии. Теория и эксперимент в химии.
2. Атомно-молекулярное учение. Основные законы и понятия.

#### *Строение атома и периодическая система элементов*

3. Этапы развития периодического закона. Периодическая система как матрица. Принцип инвариантности положения элемента.
4. Периоды и группы. Энергия ионизации. Энергия сродства к электрону. Электроотрицательность элементов.

#### *Химическая связь*

5. Химическая связь и валентность. Энергия, длина химической связи. Электрический момент диполя и направленность связи.
6. Ионная, ковалентная связи. Насыщаемость ковалентной связи. Поляризация, направленность ковалентной связи.
7. Кратность химической связи. Гибридизация. ММО. МВС.
8. Металлическая связь. Химическая связь в твердых неорганических веществах.
9. Водородная связь.

#### *Основы химической термодинамики*

10. Задачи химической термодинамики. Понятия: система (системы открытые, закрытые и изолированные), параметры состояния, энергия, работа, теплота, равновесие.
11. Термодинамические процессы (обратимые, необратимые, самопроизвольные и несамопроизвольные).
12. Первый закон термодинамики. Внутренняя энергия. Теплота и работа различного рода.
13. Энтальпия. Тепловой эффект химической реакции. Закон Гесса и термохимические расчеты. Стандартное состояние и стандартные энтальпии химических реакций. Энтальпия образования.
14. Второй закон термодинамики. Энтропия. Статистическое толкование энтропии. Зависимость энтропии от температуры. Стандартная энтропия. Изменение энтропии при фазовых переходах и химических реакциях.
15. Энергия Гиббса.

#### *Кинетика и механизм химических реакций*

16. Скорость химической реакции, ее зависимость от природы и концентрации реагентов, температуры. Закон действующих масс. Порядок и молекулярность реакции.

17. Константа скорости и ее зависимость от температуры. Уравнение Аррениуса. Энергия активации.
18. Понятия о механизме и кинетике реакций в гомогенных и гетерогенных системах. Сложные процессы. Параллельные, последовательные, сопряженные, цепные и колебательные реакции.
19. Понятие о катализе. Катализаторы. Гомогенный и гетерогенный катализ. Автокатализ.
20. Обратимые химические реакции. Химическое равновесие. Условия химического равновесия. Константа химического равновесия как мера глубины протекания процессов.
21. Факторы, влияющие на величину константы равновесия. Смещение химического равновесия. Принцип Ле Шателье.

### ***Растворы***

22. Представление об истинных и коллоидных растворах. Идеальные и неидеальные растворы. Процессы растворения. Способы выражения состава растворов.
23. Факторы, влияющие на растворимость: энергия кристаллической решетки, энергия сольватации, температура. Гетерогенное равновесие "раствор-осадок": насыщенные, пересыщенные и ненасыщенные растворы. Осаждение малорастворимых солей. Производство растворимости.
24. Сильные и слабые электролиты. Активность. Степень и константа диссоциации. Кислотно-основное равновесие.
25. Классическая теория Аррениуса и ее ограничения. Современные представления о кислотах и основаниях.
26. Водородный показатель. Индикаторы.
27. Реакции нейтрализации. Гидролиз. Окислительно-восстановительные реакции.
28. Гетерогенные реакции в растворах.

### ***Конденсированное состояние вещества***

29. Простые вещества. Химическое и кристаллохимическое строение простых веществ. Физические свойства простых веществ. Химические свойства простых веществ. Основные типы кристаллических структур простых веществ (меди,  $\alpha$ -железа, магния, алмаза и графита).
30. Понятие о твердой фазе. Кристаллическое, стеклообразное и аморфное состояние. Понятие о зонной теории твердого тела. Металлы, полупроводники и диэлектрики.
31. Метод физико-химического анализа. Правило фаз Гиббса. Основные типы диаграмм состояния.
32. Твердые растворы. Образование твердых растворов. Основные типы твердых растворов: замещения, вычитания, внедрения. Ограниченная и неограниченная растворимость.
33. Металлохимия. Соединения Курнакова. Фазы Лавеса. Электронные соединения Юм-Розери. Фазы внедрения.

### ***Межмолекулярное взаимодействие и комплексообразование***

34. Комплексные соединения. Координационная теория.
35. Номенклатура комплексных соединений. Классификация комплексных соединений.
36. Устойчивость комплексных соединений. Двойные соли. Хелаты.
37. Природа химической связи в комплексных соединениях.

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение  
высшего профессионального образования  
«Воронежский государственный архитектурно-строительный университет»

## **ПЕРЕЧЕНЬ ТЕМ РЕФЕРАТОВ**

### **Общая химия**

Автор (ы): Артамонова О.В.  
Кафедра «Химии»

1. Судьбы учёных, судьбы открытий.
2. «Потрясающая интуиция» Д.И. Менделеева.
3. Открытие явления радиоактивности.
4. Страницы история учения о растворах.
5. Роль химии в эволюции природы.
6. Алхимия: мифы и реальность.
7. Источники химического загрязнения атмосферы. Охрана окружающей среды.
8. Наука управлять реакциями.
9. Металлы в природе и технике.
10. Применение химических реакций в повседневной жизни человека.
11. Минеральные удобрения.
12. Многоликая вода.
13. Воздух – неисчерпаемое сырьё для промышленности.
14. Синтез неорганической кислоты в лабораторных и промышленных условиях.
15. Производство аммиака.
16. Проблема получения чистых веществ.
17. Выращивание кристаллов.

## ТЕМАТИКА ДОМАШНИХ ЗАДАНИЙ

### Общая химия

Автор (ы): Артамонова О.В.  
Кафедра «Химии»

1. Основные химические понятия и законы.
2. Определение молекулярной массы газа.
3. Основные классы неорганических соединений.
4. Изучение свойств оксидов, гидроксидов, солей.
5. Строения атома и ПС элементов.
6. Химическая связь и валентность. Виды химической связи. Гибридизация. МВС. ММО
7. Определение тепловых эффектов химических реакций.
8. Оценка возможности самопроизвольного протекания процессов.
9. Определение направленности химических процессов.
10. Скорость химических реакций.
11. Химическое равновесие.
12. Механизмы химических реакций. Катализ.
13. Приготовление растворов заданной концентрации.
14. Определение растворимости извести.
15. Жесткость природных вод.
16. Равновесия в водных растворах электролитов.
17. Реакции нейтрализации. Водородный показатель рН. Гидролиз солей. Индикаторы.
18. Гетерогенные дисперсные системы.
19. Окислительно-восстановительные реакции.
20. Межмолекулярное взаимодействие и комплексообразование.
21. Конденсированное состояние вещества. Простые вещества.
22. Основные типы кристаллических структур простых веществ.
23. Бинарные химические соединения. Сложные химические соединения.

## КАРТА ОБЕСПЕЧЕННОСТИ ДИСЦИПЛИНЫ ЛИТЕРАТУРОЙ

### Общая химия

Автор (ы): Артамонова О.В.  
 Кафедра «Химии»

№ п/п	Наименование дисциплины	Кол-во обучающихся, изучающих дисциплину	Полное библиографическое описание издания	Кол-во экземпляров
1	2	3	4	5
Основная литература				
1.	Общая химия	10	Коровин Н.В. Общая химия: учеб. для технических направ. и спец. вузов. – М.: Высш. шк., 2008. – 558 с.	700
2.	Общая химия	10	Лабораторный практикум по химии: учеб. пособие / О.Р. Сергуткина, О.В. Артамонова, Л.Г. Барсукова и др.; под общ. ред. О.Р. Сергуткиной; Воронеж. гос. арх.-строит. ун-т. – Воронеж, 2011. – 109 с.	400
3.	Общая химия	10	Глинка Н.Л. Общая химия / Н.Л. Глинка. – М.: КНОРУС, 2010. – 752 с.	700
Дополнительная литература				
4.	Общая химия	10	Растворы. Дисперсные системы: метод. указан. к внеаудиторн. самост. работе для студ. 1-го курса всех специальностей / Воронеж. гос. арх.-строит. ун-т; сост.: О.Р. Сергуткина, Л.Г. Барсукова, О.Б. Кукина. – Воронеж, 2008. – 32 с. № 624	350
5.	Общая химия	10	Энергетика химических процессов. Электрохимические процессы: метод. указан. к внеаудиторн. самост. работе для студ. 1-го курса всех специальностей / Воронеж. гос. арх.-строит. ун-т; сост.: Г.Г. Кривнева, Л.Г.	350

			Барсукова, Г.Ю. Вострикова. – Воронеж, 2008. – 39 с. <b>№438</b>	
6.	Общая химия	10	Основные понятия и законы химии. Классы неорганических соединений: метод. указан. к внеаудиторн. самост. работе для студ. 1-го курса всех специальностей / Воронеж. гос. арх.-строит. ун-т; сост.: О.В. Артамонова, Л.Г. Барсукова. – Воронеж, 2008. – 31 с. <b>№ 913</b>	350
7.	Общая химия	10	Строение вещества: метод. указан. к внеаудиторн. самост. работе для студ. 1-го курса всех специальностей / Воронеж. гос. арх.-строит. ун-т; сост.: Л.Г. Барсукова, Г.Ю. Вострикова, Г.Г. Кривнева. – Воронеж, 2012. – 43 с. <b>№ 794a</b>	350