

# 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

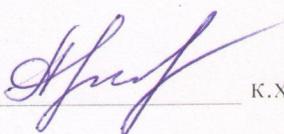
### «Неорганическая химия»

Направление подготовки 020300.62 «Химия, физика и механика материалов»

Квалификация (степень) выпускника бакалавр

Нормативный срок обучения 4 года

Форма обучения очная

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

Программа обсуждена на заседании кафедры физики и химии

« 10 » 06 2013 года. Протокол № 13.

Зав. кафедрой  Рудаков О.Б.

## 1. ЦЕЛИ И ЗАДАЧИ ДИСЦИПЛИНЫ

### 1.1. Цели дисциплины

Первая — общеобразовательная и развивающая, которая заключается в формировании мировоззрения студента и в развитии у него химического мышления. Вторая — конкретно - практическая, связанная с изучением свойств элементов и образуемых ими соединений на основе положений общей химии.

### 1.2. Задачи освоения дисциплины

- создание у бакалавра целостного представления о процессах и явлениях в живой и неживой природе;
- понимание возможностей современных научных методов познания природы;
- овладение этими методами для решения задач, возникающих при выполнении профессиональных функций.

## 2. МЕСТО ДИСЦИПЛИНЫ В СТРУКТУРЕ ООП

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

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

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

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

Дисциплина «Неорганическая химия» является предшествующей для следующих курсов: современная аналитическая химия; структурная химия и кристаллохимия; химия твердого тела; современные методы синтеза твердофазных материалов.

## 3. ТРЕБОВАНИЯ К РЕЗУЛЬТАТАМ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ

Процесс изучения дисциплины «Неорганическая 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:**

- классификацию химических элементов, простых, бинарных и сложных химических соединений;

- общую характеристику групп элементов Периодической системы; особенности химии конкретных элементов и их наиболее важных соединений; химию радиоактивных и синтезированных элементов;

- основные пути развития неорганической химии и проблемы получения новых неорганических веществ с заранее заданными свойствами, в том числе и в форме наноматериалов.

**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 «Неорганическая химия» составляет 8 зачетных единиц.

Вид учебной работы	Всего часов	Семестры
		2
<b>Аудиторные занятия (всего)</b>	144	144
В том числе:		
Лекции	54	54
Практические занятия (ПЗ)	18	18
Лабораторные работы (ЛР)	72	72
<b>Самостоятельная работа (всего)</b>	144	144
В том числе:		
Курсовая работа	+	+
Контрольная работа		
Вид промежуточной аттестации (зачет, экзамен)	экзамен	экз
Общая трудоемкость час	288	288
зач. ед.	8	8

#### 5. СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

##### 5.1. Содержание разделов дисциплины

№ п/п	Наименование раздела дисциплины	Содержание раздела
1	2	3
1	Водород	Водород. Физические и химические свойства водорода. Гидриды и водородные соединения элементов. Водородная энергетика. Вода. Пероксид водорода.

1	2	3
2	Элементы I группы ПС	Элементы I группы. Особенности лития. Природные соединения и получение. Физические и химические свойства. Характеристические соединения лития. Металлохимия. Характеристика элементов 1А-и 1В-групп. Природные соединения и получение щелочных металлов. Физические и химические свойства. Характеристические соединения. Применение.
3	Элементы II группы ПС	Элементы II группы. Особенности бериллия и магния. Природные соединения и получение. Физические и химические свойства бериллия. Характеристические соединения. Соли кислородсодержащих кислот и комплексные соединения. Характеристика элементов подгруппы кальция и IIВ-группы. Физические и химические свойства. Характеристические соединения и соединения с другими неметаллами. Соли кислородсодержащих кислот и комплексные соединения. Металлохимия.
4	Элементы III группы ПС	Элементы III группы. Особенности химии бора. Природные соединения и получение. Физические и химические свойства бора. Характеристические соединения. Особенности химии алюминия. Природные соединения и получение. Физические и химические свойства алюминия. Характеристические соединения. Гидроксид алюминия. Шпинели. Соединения с другими неметаллами. Соли кислородных кислот и квасцы. Комплексные соединения. Металлохимия. Характеристика элементов подгруппы галлия. Природные соединения и получение. Физические и химические свойства. Характеристические соединения и соединения с другими неметаллами. Соли кислородсодержащих кислот и комплексные соединения. Соединения низких степеней окисления. Характеристика элементов подгруппы скандия и РЗЭ. Природные соединения и получение металлов. Комплексные соединения лантанидов: координационные числа, координационные полиэдры, закономерности изменения устойчивости комплексных соединений. Принципы разделения редкоземельных элементов. Физические и химические свойства.
5	Элементы IV группы ПС	Особенности химии кремния. Природные соединения и получение кремния. Физические и химические свойства кремния. Характеристические соединения. Простые и сложные силикаты. Аллюмосиликаты. Стекло. Ситаллы. Характеристика элементов IVA-группы. Природные соединения и получение германия, олова и свинца. Физические и химические свойства. Характеристические соединения и соединения с другими неметаллами. Общая характеристика элементов подгруппы титана. Природные соединения и получение. Физические и химические свойства. Характеристические соединения.

1	2	3
6	Элементы V группы ПС	<p>Элементы V группы. Общая характеристика V группы. Особенности химии азота. Азот в природе и его получение. Физические и химические свойства азота.</p> <p>Особенности химии фосфора. Природные соединения и получение. Физические и химические свойства.</p> <p>Характеристические соединения. Строение оксидов фосфора: координационные числа, типы связей. Кислородные кислоты фосфора: строение, сила кислот, строение анионов. Реакции поликонденсации на примерах анионов фосфорных кислот.</p> <p>Характеристика элементов VA-группы. Природные соединения и получение. Простые вещества, физические и химические свойства.</p> <p>Характеристика элементов подгруппы ванадия. Природные соединения и получение. Физические и химические свойства. Характеристические соединения.</p>
7	Элементы VI группы ПС	<p>Элементы VI группы. Общая характеристика группы. Особая роль кислорода в химии. Кислород в природе и его получение. Озон. Физические и химические свойства кислорода.</p> <p>Характеристика элементов VIA-группы. Природные соединения и получение селена и теллура. Простые вещества, физические и химические свойства. Полупроводники <math>A^{II}B^{VI}</math>.</p> <p>Характеристика элементов подгруппы хрома. Природные соединения и получение металлов. Физические и химические свойства. Характеристические соединения: оксиды и гидроксиды. Хром, молибден, вольфрам – компоненты конструкционных материалов.</p>
8	Элементы VII группы ПС	<p>Элементы VII группы. Особенности химии фтора. Низшие степени окисления галогенов: галогеноводороды, галогениды металлов и неметаллов. Межмолекулярные взаимодействия галогеноводородов, физические свойства. Кислородные соединения галогенов: оксиды, катионные и анионные формы. Окислительно-восстановительные свойства кислородных соединений: процессы диспропорционирования в водной (щелочной) среде.</p> <p>Характеристика элементов подгруппы марганца. Природные соединения и получение металлов. Физические и химические свойства. Характеристические соединения.</p>
9	Элементы VIII группы ПС	<p>Характеристика элементов VIII группы. Особенности гелия и неона. Инертные и благородные газы в природе. Клатраты. Роль химии благородных газов в развитии периодической системы Д.И. Менделеева.</p> <p>Характеристика элементов триады железа. Природные соединения и получение железа, кобальта и никеля. Физические и химические свойства. Характеристические соединения.</p> <p>Черная металлургия. Чугуны и стали.</p> <p>Характеристика платиноидов. Роль и значение платиноидов в становлении и развитии химии комплексных соединений.</p> <p>Металлы VIII группы – основа конструкционных материалов.</p>

1	2	3
10	Радиоактивные и синтезированные элементы	Радиоактивные и синтезированные элементы. Общая характеристика. Радиоактивные аналоги стабильных элементов ПС. Полоний. Астат. Радон. Франций. Радий. Прометий. Металлы семейства актиноидов. Положение актиноидов в периодической системе. Актиний. Торий. Кюрий и кюриды. Трансактиноиды. Многоплановость проблемы конца ПС.

## 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	7	8	9	10
1.	Современная аналитическая химия	+	+	+	+	+	+	+	+	+	-
2.	Структурная химия и кристаллохимия	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+
3.	Химия твердого тела	-	+	+	+	+	+	+	+	+	+
4.	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.	Водород	4	-	8	14	26
2.	Элементы I группы ПС	4	2	4	14	24
3.	Элементы II группы ПС	8	2	12	16	38
4.	Элементы III группы ПС	6	2	8	14	30
5.	Элементы IV группы ПС	8	2	8	16	34
6.	Элементы V группы ПС	4	2	8	14	28
7.	Элементы VI группы ПС	4	2	8	14	28
8.	Элементы VII группы ПС	6	2	8	14	30
9.	Элементы VIII группы ПС	6	2	8	14	30
10.	Радиоактивные и синтезированные элементы	4	2	-	14	20

## 6. ЛАБОРАТОРНЫЙ ПРАКТИКУМ

№ п/п	№ раздела дисциплины	Наименование лабораторных работ	Трудоемкость (час)
1	2	3	4
1.	Водород	Водород, пероксид водорода, кислород	8
2.	Элементы I группы ПС	Элементы I группы ПС элементов	4
3.	Элементы II группы ПС	Элементы II группы ПС элементов	12

1	2	3	4
4.	Элементы III группы ПС	Элементы III группы ПС элементов	8
5.	Элементы IV группы ПС	Элементы IV группы ПС элементов	8
6.	Элементы V группы ПС	Элементы V группы ПС элементов	8
7.	Элементы VI группы ПС	Элементы VI группы ПС элементов	8
8.	Элементы VII группы ПС	Элементы VII группы ПС элементов	8
9.	Элементы VIII группы ПС	Элементы VIII группы ПС элементов	8

## 7. ПРАКТИЧЕСКИЕ ЗАНЯТИЯ

№ п/п	№ раздела дисциплины	Тематика практических занятий	Трудоемкость (час)
1.	Элементы I группы ПС	Особенности химии элементов I группы ПС	2
2.	Элементы II группы ПС	Особенности химии элементов II группы ПС	2
3.	Элементы III группы ПС	Особенности химии элементов III группы ПС	2
4.	Элементы IV группы ПС	Особенности химии элементов IV группы ПС	2
5.	Элементы V группы ПС	Особенности химии элементов V группы ПС	2
6.	Элементы VI группы ПС	Особенности химии элементов VI группы ПС	2
7.	Элементы VII группы ПС	Особенности химии элементов VII группы ПС	2
8.	Элементы VIII группы ПС	Особенности химии элементов VIII группы ПС	2
9.	Радиоактивные и синтезированные элементы	Особенности химии радиоактивных и синтезированных элементов	2

## 8. ПРИМЕРНАЯ ТЕМАТИКА КУРСОВЫХ ПРОЕКТОВ И КОНТРОЛЬНЫХ РАБОТ

Темы курсовых работ.

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 портландита – алюмосиликатного материала на основе порошка кристаллов портландита.
5. Синтез наноразмерных частиц оксида кремния золь – гель методом.
6. Синтез гидрокарбоната и карбоната натрия.
7. Синтез алюмокалиевых квасцов.
8. Синтез диоксида свинца.
9. Синтез нитрата калия.
10. Синтез хромово-калиевых квасцов.
11. Синтез хлората калия.
12. Синтез оксалата марганца (II).
13. Синтез соли Мора.
14. Синтез и исследование комплексной соли сульфата тетраамминмеди (II).
15. Синтез карбоната кадмия и определение содержания  $\text{CO}_2$  в полученном продукте.

## **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**

1. Водород-первый элемент Периодической системы. Изотопы. Атомарный и молекулярный водород. Физические и химические свойства водорода. Гидриды. Получение и применение водорода. Вода. Перекись водорода.
2. Элементы 1-й группы: литий, натрий, калий, рубидий, цезий и франций. Подгруппа меди.
3. Элементы 2-й группы: бериллий, магний, кальций, стронций, барий. Подгруппа цинка.
4. Элементы 3-й группы: бор, алюминий, галлий, индий, таллий. Получение, особенности строения и свойства  $\text{B}_2\text{O}_3$  и борных кислот. Аналогия в строении и свойствах соединений. Подгруппа скандия и РЗЭ.
5. Элементы 4-й группы: углерод, кремний, германий, олово, свинец. Подгруппа германия. Подгруппа титана.
6. Элементы 5-й группы: азот, фосфор, мышьяк, сурьма, висмут. Подгруппа мышьяка. Подгруппа ванадия.
7. Элементы 6-й группы: кислород, сера, селен, теллур, полоний. Халькогены. Подгруппа хрома.
8. Элементы 7-й группы: фтор, хлор, бром, иод. Подгруппа марганца.

9. Элементы 8-й группы: благородные газы. Металлы триады железа. Платиновые металлы.

10. Радиоактивные и синтезированные элементы

11. Радиоактивные аналоги стабильных элементов периодической системы. Металлы семейства актиноидов. Трансактиноиды.

### 9.3 Тесты контроля качества усвоения дисциплины

#### Водород

1. В лаборатории имеются  $\text{BaO}_2$ ,  $\text{KNO}_3$ ,  $\text{KClO}_3$ ,  $\text{KMnO}_4$ , причем массы их равны. Какое из указанных соединений нужно взять, чтобы получить при термическом разложении максимальное количество  $\text{O}_2$ ?

1)  $\text{BaO}_2$ , 2)  $\text{KNO}_3$ , 3)  $\text{KClO}_3$ , 4)  $\text{KMnO}_4$

2. Какой объем водорода выделится при взаимодействии 10 г смеси алюминия с оксидом алюминия с соляной кислотой, если содержание  $\text{Al}_2\text{O}_3$  составляет 60 %? *Ответ:* 4,98 л.

1) 4,98 л, 2) 22,4 л, 3) 44,8 л, 4) 6,25 л

#### Элементы I группы ПС

1. Какие соли щелочных металлов мало растворимы?

1)  $\text{Li}_3\text{PO}_4$ , 2)  $\text{Na}_2\text{S}$ , 3)  $\text{K}_2\text{CO}_3$ , 4)  $\text{CsNO}_3$ , 5)  $\text{KClO}_4$ .

2. Какая из приведенных ниже формул отвечает комплексному гидроксиду тетраамминмеди (II)?

1)  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)](\text{OH})_2$ ; 2)  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$ ; 3)  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_3](\text{OH})_2$ ;

4)  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$ ; 5)  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{OH}$ .

3. Определите коэффициенты в уравнении реакции и укажите, какой теоретический объем при нормальных условиях займет  $\text{NO}$  при растворении 10,8 г серебра в азотной кислоте:



1) 22,4 л; 2) 11,2 л; 3) 0,75 л; 4) 7,47 л; 5) 5,6 л.

#### Элементы II группы ПС

1. Укажите тип гибридизации орбиталей атома Be в молекуле  $\text{BeCl}_2$ .

1)  $sp^3$ , 2)  $sp^2$ , 3)  $sp$ , 4)  $spd^2$ , 5) нет гибридизации.

2. Укажите, в растворах каких веществ будет растворяться  $\text{Be}(\text{OH})_2$ .

1)  $\text{KCl}$ , 2)  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ , 3)  $\text{KOH}$ , 4)  $\text{HCl}$ , 5)  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ .

3. Каково значение pH в растворе нитрата цинка?

1)  $<7$ ; 2)  $\approx 7$ ; 3)  $\approx 10$ ; 4)  $\approx 12$ ; 5)  $\approx 14$ .

#### Элементы III группы ПС

1. Какому типу гибридизации отвечает молекула  $\text{BF}_3$ , если она имеет треугольную геометрическую форму?

1)  $sp^1$ , 2)  $sp^3$ , 3)  $sp^2$ , 4)  $p^3$ , 5) нет гибридизации.

2. В виде какого соединения получится бор при его взаимодействии с концентрированной азотной кислотой?

1)  $\text{B}(\text{NO}_3)_2$ , 2)  $\text{B}_2\text{O}_3$ , 3)  $\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$ , 4)  $\text{H}_3\text{BO}_3$ , 5)  $\text{HBO}_2$ .

3. Действием какого вещества можно перевести ионы  $[\text{Al}(\text{OH})_6]^{3-}$  в  $\text{Al}(\text{OH})_3$ ?

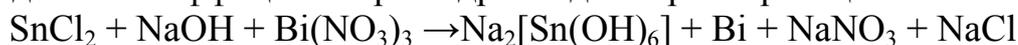
1) NaOH, 2) H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, 3) NH<sub>3</sub> · H<sub>2</sub>O, 4) H<sub>2</sub>O, 5) Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>.

### **Элементы IV группы ПС**

1. К растворам данных солей прилили хлороводородную кислоту. В каком случае выпал осадок?

1) Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, 2) Na<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub>, 3) Sn(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>, 4) Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>, 5) GeCl<sub>2</sub>.

2. Определите коэффициент при гидроксиде натрия в реакции:



1) 6, 2) 12, 3) 18, 4) 24, 5) 4.

3. Какой из указанных оксидов обладает наиболее основными свойствами?

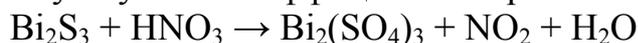
2) 1) SnO, 2) GeO, 3) GeO<sub>2</sub>, 4) PbO<sub>2</sub>, 5) PbO

### **Элементы V группы ПС**

1. В водном растворе какого из указанных веществ при одинаковой молярной концентрации и одинаковой температуре рН имеет наименьшее значение?

1) Bi(NO<sub>3</sub>)<sub>3</sub>; 2) SbCl<sub>3</sub>; 3) Na<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>; 4) AsCl<sub>3</sub>; 5) PCl<sub>3</sub>.

2. Определите сумму всех коэффициентов правой и левой частей в реакции:



1) 48; 2) 18; 3) 72; 4) 12; 5) 62.

3. Какому элементу соответствует окончание электронной формулы:  
... 5d<sup>3</sup>6s<sup>2</sup>?

1) Nb; 2) Ta; 3) V; 4) Sb; 5) As.

### **Элементы VI группы ПС**

1. К растворам данных солей прилили кислоту. В каких случаях наблюдается выделение газа?

1) Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, 2) CuSO<sub>4</sub>, 3) Na<sub>2</sub>S, 4) Na<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>, 5) Na<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>3</sub>.

2. Указать тип гибридизации орбиталей Se в молекуле H<sub>2</sub>Se:

1) sp, 2) sp<sup>2</sup>, 3) sp<sup>3</sup>, 4) sp<sup>2</sup>d<sup>3</sup>, 5) нет гибридизации.

3. Какая электронная конфигурация соответствует атому молибдена в степени окисления +5?

1) ... 4d<sup>3</sup>5s<sup>0</sup>; 2) ... 4d<sup>5</sup>5s<sup>1</sup>; 3) ... 3d<sup>3</sup>4s<sup>0</sup>, 4) ... 4d<sup>1</sup>5s<sup>0</sup>; 5) ... 4d<sup>2</sup>5s<sup>0</sup>.

### **Элементы VII группы ПС**

1. Действием какого реактива можно разделить AgI и AgCl, находящиеся в смеси?

1) H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>; 2) HNO<sub>3</sub>; 3) NH<sub>3</sub> раствор; 4) KBr; 5) KOH.

2. Указать число электронов на уровне n=3 атома марганца:

1) 7, 2) 10, 3) 8, 4) 13, 5) 18.

3. Чему равен коэффициент при серной кислоте в реакции



1) 4, 2) 8, 3) 16, 4) 24, 5) 36.

### **Элементы VIII группы ПС**

1. Закончите уравнение реакции: FeSO<sub>4</sub> + KIO<sub>3</sub> + H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> → I<sub>2</sub> + ...

Чему равна сумма коэффициентов правой части уравнения?

1)15; 2) 8; 3) 11; 4) 13; 5) 5.

2. Какой из гидроксидов является наиболее сильным окислителем?

1)  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ ; 2)  $\text{Co}(\text{OH})_3$ ; 3)  $\text{FeOOH}$ ; 4)  $\text{Co}(\text{OH})_2$ ; 5)  $\text{Ni}(\text{OH})_3$ .

3. В какой реакции соединение железа (III) является восстановителем?

1)  $\text{FeOOH} + \text{KI} \rightarrow \dots$ , 3)  $\text{FeOOH} + \text{KOH} (\text{конц.}) \rightarrow \dots$ ,

2)  $\text{FeCl}_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \dots$ , 4)  $\text{FeCl}_3 + \text{Br}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \dots$ ,

5)  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{NaOH} \rightarrow \dots$

### Примеры 5-минутных самостоятельных работ

Вариант 1

Напишите уравнения реакций и укажите условия их проведения

$\text{NH}_4\text{BF}_4 \rightarrow \text{BF}_3 \rightarrow \text{BBr}_3 \rightarrow \text{B} \rightarrow \text{H}_3\text{BO}_3 \rightarrow \text{BN} \rightarrow \text{B}_2\text{O}_3$

Вариант 2

1. Как исходя из  $\text{TiO}_2$ (рутил), получить  $\text{K}_2\text{TiF}_6$  (уравнения реакций, условия их проведения).

## 10. УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ И ИНФОРМАЦИОННОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

### 10.1. Основная литература:

- 1 Балецкая, Лидия Григорьевна. Неорганическая химия [Текст] : учеб. Пособие : рек. Междунар. Акад. Науки и практики орг. Пр-ва / Балецкая, Лидия Григорьевна. – Ростов н/Д : Феникс, 2010
- 2 Артамонова, Ольга Владимировна, Хорохордина, Елена Алексеевна Химия элементов: практикум : учеб. пособие : рек. ВГАСУ. - Воронеж : [б. и.], 2011 -95 с.
- 3 Гельфман, Марк Иосифович. Неорганическая химия [Текст] : учеб. Пособие : рек. УМО / Гельфман, Марк Иосифович, Юстратов, Владимир Петрович. – 2-е изд., стер. – СПб. ; М. ; Краснодар : Лань, 2009
- 4 Старостин, Виктор Васильевич. Материалы и методы нанотехнологий [Текст] : учеб. Пособие / под ред. Л. Н. Патрикеева. – 2-е изд. – М. : БИНОМ. Лаборатория знаний, 2010 (Киров : ОАО «Дом печати – Вятка», 2010). – 431 с.

### 10.2. Дополнительная литература:

1. Неорганическая химия. Учебное пособие (2010, Макарова О.В., Ай Пи Эр Медиа).-ЭБС IPRbooks
2. Неорганическая химия. Учебное пособие (2012, Дроздов А.А., Дроздова М.В., Научная книга) .- 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>
4. Журнал Неорганическая химия [http://elibrary.ru/title\\_about.asp?id=7794](http://elibrary.ru/title_about.asp?id=7794)

## 11. МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

### *Учебно-лабораторное оборудование*

- |   |             |
|---|-------------|
| 1. Учебно-лабораторный комплекс «Химия» | - ауд. 6421 |
| 2. Иономер 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. Для закрепления практических навыков работы в лаборатории и закрепления теоретических знаний в конце курса необходимо выполнение и защита индивидуальной курсовой работы.

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 строительно-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 «Неорганическая химия»

Для преподавания и изучения дисциплины используются следующие образовательные технологии.

1. Дидактически обоснованная структура дисциплины «Неорганическая 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 «Неорганическая химия»

### Лекция 1. Общий обзор неметаллов *Неметаллы в периодической системе*

При изучении структуры периодической системы и расположения в ней химических элементов легко заметить, что металлические элементы отделены от неметаллов условной диагональной линией, проходящей от бора к астату. Неметаллы занимают верхнюю правую часть таблицы, и по периодам распределяются следующим образом: в первом периоде – два H, He; во втором – шесть B, C, N, O, F, Ne; в третьем – пять Si, P, S, Cl, Ar; в четвертом – четыре As, Se, Br, Kr; в пятом – три Te, I, Xe и в шестом – два At, Rn.

Особенностью неметаллов является то, что у их атомов заполнение наружных электронных оболочек близка к максимальной. Чем правее расположен неметалл, тем выше у него энергия ионизации, тем больше сродство к электрону. Атомы неметаллов стремятся к формированию электронной оболочки с конфигурацией благородного газа, что реализуется возрастающей слева направо способностью к присоединению электронов. Внутри групп эти закономерности проявляются снизу вверх, поэтому наиболее электроотрицательным элементом является фтор.

У неметаллов степень окисления в водородных соединениях может быть определена по разности номер группы в которой располагается элемент минус 8. Например, один атом кремния (IV группа) может соединиться с четырьмя атомами водорода, поскольку степень окисления кремния равна:  $4 - 8 = -4$ . Высшая положительная степень окисления неметаллов обычно равна номеру группы. Например, степень окисления хлора в  $\text{HClO}_4$  равна +7.

Семь неметаллических элементов существуют в виде двухатомных молекул: пять из них при нормальных условиях представляют собой газы – водород, азот, кислород, фтор и хлор; бром – жидкость, а иод – кристаллическое вещество, способное возгоняться не плавясь.

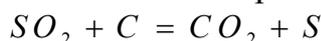
Остальные неметаллы при нормальных условиях образуют кристаллы с различной структурой (например, углерод в виде алмаза) или являются газообразными (благородные газы).

Большинство неметаллов встречается в природе в виде соединений с другими элементами, что объясняется их высокой химической активностью и лишь кислород, азот, сера, углерод и благородные газы встречаются в виде простых веществ. Простые вещества благородных газов – одноатомны, что связано с особенностями строения их атомов.

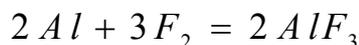
Обобщая физические свойства неметаллов, следует отметить, что они не имеют характерного блеска и различно окрашены, в кристаллическом состоянии отличаются структурой и прочностью кристаллов, плохо проводят тепло и электрический ток.

Общее в способах получения неметаллических элементов в виде простых веществ заключается в том, что в большинстве случаев в их основе лежат окислительно-восстановительные реакции. Например, в настоящее время

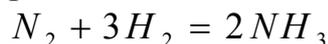
распространено получение серы восстановлением углеродом диоксида серы побочного продукта при выплавке металлов из сернистых руд:



Реакционная способность неметаллов варьируется в широких пределах: для одних реакций достаточно партнера по реакции, например реакция галогенов с металлами



Для других необходимо соблюдение особых условий (высокая температура, давление, катализатор), например реакция азота с водородом



Оксиды большинства неметаллов являются ковалентными соединениями и по своим химическим свойствам относятся к кислотным оксидам.

### Благородные газы

Главная подгруппа VIII группы представлена благородными газами: гелием He, неоном Ne, аргоном Ar, криптоном Kr, ксеноном Xe и радоном Rn. Этими элементами завершается каждый период, поэтому их атомы характеризуются максимально завершенными внешними энергетическими уровнями (см. табл. 1):

Таблица 1

Электронное строение и некоторые характеристики благородных газов

Название	Электронная конфигурация	Радиус атома, нм	Потенциал ионизации, эВ	Степени окисления
Гелий He	1S <sup>2</sup>	0.122	24.6	-
Неон Ne	[He]2S <sup>2</sup> 2P <sup>6</sup>	0.160	21.6	-
Аргон Ar	[Ne]3S <sup>2</sup> 3P <sup>6</sup>	0.191	15.8	-
Криптон Kr	[Ar]3d <sup>10</sup> 4S <sup>2</sup> 4P <sup>6</sup>	0.198	14.0	+2, +4
Ксенон Xe	[Kr]4d <sup>10</sup> 5S <sup>2</sup> 5P <sup>6</sup>	0.209	12.1	+2, +4, +6, +8
Радон Rn.	[Xe]4f <sup>14</sup> 5d <sup>10</sup> 6S <sup>2</sup> 6P <sup>6</sup>	-	10.8	+2, +4, +6

Молекулы простых веществ, образуемых этими элементами, одноатомны. Особенности строения и высокая химическая инертность определили групповое название – *благородные газы*.

Гелий является самым инертным из всех химических элементов, орбитали его электронов совершенно одинаковы и располагаются на предельно минимальном расстоянии от ядра.

У неона замкнутая электронная оболочка: на двух электронных уровнях находятся соответственно 2 и 8 электронов; он расположен во втором периоде и характеризуется исключительно высокой химической инертностью; в этом отношении он может сравниться с гелием.

Аргон, криптон, ксенон и радон расположены соответственно в третьем, четвертом, пятом и шестом периодах, и, следовательно, на внешних уровнях у этих атомов кроме заполненных s- и p-подуровней имеются вакантные орбитали d-подуровней. Наличие вакантных орбиталей в подуровнях одного и того же уровня указывает на возможность перехода атома из невозбужденного состояния

в возбужденное с формированием соответствующего числа неспаренных электронов.

Установлено, однако, что общие затраты энергии на осуществление такого возбуждения и формирования восьми гибридных орбиталей не компенсируются выигрышем энергии при образовании двухэлектронных ковалентных связей (как, например, в HCl, HF).

В то же время сам факт существования устойчивых соединений ксенона и криптона свидетельствуют о том, что формирование химических связей с участием атомов благородных газов происходит иначе и их нельзя объяснить с позиций обычных представлений о двухэлектронных ковалентных связях.

Из-за своих уникальных физических и химических свойств, благородные газы широко применяются в технике и в научных исследованиях.

Гелий благодаря таким своим свойствам, как инертность, легкость, подвижность и высокая теплопроводность находит широкое применение. Например, смесь 80% гелия и 20% кислорода представляет собой искусственную атмосферу для дыхания водолазов. Как самый легкий после водорода газ, гелий часто используют для наполнения аэростатов и зондов.

Неон широко применяют для изготовления газосветных неоновых ламп.

Аргон - самый дешевый из благородных газов. Используется в тех случаях, когда необходимо создать инертную атмосферу, например, при проведении химических реакций, продукты которых реагируют с кислородом воздуха. Широкое внедрение нашел метод дуговой электросварки в среде аргона.

Неон, аргон, криптон и ксенон широко используют в светотехнике для производства газоразрядных трубок.

Радон хотя и радиоактивен, но в ультрамикродозах оказывает положительное влияние на центральную нервную систему, поэтому его используют в курортологии и физиотерапии в качестве радоновых ванн.

## **Лекция 2. ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ВОДОРОДА. ВОДА** ***Положение в периодической системе (ПС) элементов*** ***и строение атома водорода***

Порядковый номер водорода 1. Атомная масса 1,00797. Число известных изотопов 4, из которых  ${}^1\text{H}$  - протий,  ${}^2\text{H}$  - дейтерий (символ D),  ${}^3\text{H}$  - тритий (символ T) обнаружены в природе, а четвертый  ${}^4\text{H}$  - получен искусственно. Атом водорода имеет простое строение: он состоит из одного протона и одного электрона. Электронная конфигурация  $1s^1$ . Основное отличие водорода от остальных элементов заключается в том, что его единственный электрон находится непосредственно в сфере действия ядра, т.е. у него нет промежуточного электронного слоя. Атому водорода достаточно приобрести или потерять лишь один электрон, чтобы достичь устойчивой электронной конфигурации. Из-за своего строения атом водорода имеет очень маленький размер, его ковалентный радиус (0,03 нм) имеет минимальное значение среди всех элементов. Эти особенности объясняют многие отличительные свойства водорода и его *особое положение в периодической таблице*.

Большое значение с современных позиций приобретает вопрос о месте водорода в ПС элементов Д.И. Менделеева. В какую группу его нужно поместить? Электронная конфигурация единственной оболочки водорода аналогична внешней оболочке щелочных металлов. Подобно щелочным металлам, водород имеет высшую степень окисления +1, т.е. он способен превращаться в положительно заряженный ион, отдавая электрон:



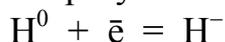
Эти основные причины позволяют рассматривать водород как представителя I группы, но все они являются в достаточной степени формальными. Так, энергия ионизации атома водорода намного больше энергии ионизации атомов щелочных металлов (см. табл. 1).

Таблица 1

Элемент	Атомный радиус, нм	Энергия ионизации, кДж/моль	Сродство к электрону, кДж/моль
Водород	0,030	1312	-72,0
Литий	0,155	520	
Натрий	0,189	500	
Фтор	0,064	1678	-339,1
Хлор	0,099	1254	-355,9

Следует отметить и другое важное различие: для щелочных металлов невозможно существование отрицательно заряженных ионов, тогда как для водорода степень окисления  $-1$  достаточно характерна, например,  $\text{K}^+\text{H}^-$ . Радиус иона  $\text{H}^+$  несравненно меньше радиусов ионов щелочных металлов, а последние, как известно, характеризуются наибольшими радиусами из всех прочих положительных ионов. Таким образом, между водородом и щелочными металлами наблюдается лишь некоторое формальное сходство.

Атомы водорода способны, хотя и с трудом (см. табл. 11.1), не только отдавать, но и присоединять электрон, приобретая при этом электронную конфигурацию инертного газа гелия и образуя ион  $\text{H}^-$ :



Способность водорода вступать в реакции такого типа, аналогична способности галогенов присоединять электрон, приобретая при этом конфигурацию инертных газов, например,  $\text{Na}^+\text{H}^-$  и  $\text{Na}^+\text{Cl}^-$ . Водород, как и галогены, характеризуется высоким значением энергии ионизации. Именно эти особенности позволяют помещать водород в подгруппу галогенов, тем более, что по своим физическим свойствам водород напоминает галогены. Например, водород при обычных условиях двухатомный газ, как фтор или хлор, а не металл. Однако сопоставление величин сродства электронов водорода с галогенами показывает существенное различие (см. табл. 1). Стоит отметить, что связь в двухатомной молекуле водорода намного прочнее, чем в молекулах фтора и хлора.

Таким образом, несмотря на некоторые похожие свойства между водородом и галогенами, водородом и щелочными металлами, формально отнести водород к

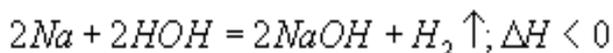
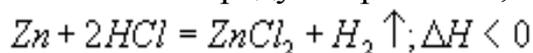
одной из групп нельзя. Все отмеченные факты убеждают, что правильнее всего рассматривать водород как особый химический элемент, не имеющий полных аналогов.

### ***Распространенность в природе***

Среди элементов, существующих на Земле, водород – девятый по распространенности. В земной коре содержание водорода составляет 1%. В природе он встречается как в свободном состоянии (вулканические газы, газы нефтяных скважин, верхние слои атмосферы), так и в виде соединений. Наиболее важным и распространенным соединением является вода, где содержание водорода составляет 11,11%, а также все животные и растительные организмы. Во Вселенной водород самый распространенный элемент – он составляет до 90% Солнца и многих звезд; гигантские планеты Солнечной системы Юпитер и Сатурн в основном состоят из водорода.

### ***Способы получения водорода***

В лабораторных условиях водород получают восстановлением металлов, стоящими левее в электрохимическом ряду напряжений, из воды или кислот:



В промышленности водород получают главным образом из природных и попутных газов.

### ***Физические и химические свойства водорода***

Водород – газ без цвета, вкуса и запаха. Самый легкий из всех газов: 1л весит 0,09г; в 14,4 раза легче воздуха; плотность при нормальных условиях (н.у.) 0,0899г/л. Температура кипения (сжижения) – 252,6°C, температура плавления – 259,1°C.

Водород мало растворим в воде (2мл водорода в 100мл воды); его характерной особенностью является растворимость в металлах. Например, один объем палладия растворяет до 850 объемов водорода. Растворение водорода в металлах представляет собой сложный физико-химический процесс.

Распад молекул водорода на атомы происходит при температуре выше 2000°C, этим объясняется довольно низкая активность молекулярного водорода при нормальных условиях. Атомарный водород обладает повышенной реакционной способностью по сравнению с молекулярным водородом. Причиной большой реакционной способности атомарного водорода является то, что в этом случае не требуется энергия, необходимая для разрыва связей в молекуле H<sub>2</sub>. Так, атомарный водород уже при комнатной температуре реагирует с серой, азотом, бромом. Некоторые оксиды металлов, такие, как PbO, CuO, HgO восстанавливаются до свободных металлов атомарным водородом также при н.у.

В зависимости от условий молекулярный водород может проявлять как окислительную, так и восстановительную способность. При обычной температуре водород реагирует только с фтором (даже в темноте).

### ***Применение водорода***

*Получение неорганических продуктов:* водород используется в производстве хлороводорода и соляной кислоты. Приблизительно 50%

получаемого водорода используется для синтеза аммиака в процессе Габера. Приблизительно треть получаемого таким образом аммиака превращают затем в азотную кислоту, которая в свою очередь используется в производстве взрывчатых веществ, красителей и азотных удобрений. Приблизительно 12% всего производимого водорода идет на предприятия по переработке нефти для гидрирования соединений серы, содержащихся в нефти. Это позволяет удалять вредные примеси серы из нефти.

*Получение органических продуктов:* водород используется в процессе синтеза метанола. Метанол получают при взаимодействии водорода и оксида углерода при температуре 400°C и давлении 300 атм. В присутствии катализатора из оксида цинка и оксида хрома (III).

Метанол используется как растворитель, а также в производстве других органических продуктов.

Водород используется для гидрирования растительных масел в присутствии никелевого катализатора с целью получения твердых пищевых жиров – маргарина.

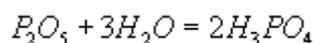
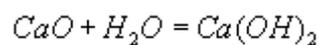
### ***Вода***

Вода является самым распространенным веществом на Земле, обладающим целым рядом уникальных свойств. Молекула воды имеет резко выраженный дипольный характер, что является причиной высокой растворяющей способности воды и ее больших ионизирующих свойств. В природе нет чистой воды, это всегда сложная система, где вода является средой, а содержащиеся в ней вещества в измельченном виде (дисперсная фаза) образуют либо гетерогенную систему (суспензию, эмульсию, коллоидный раствор), либо истинный раствор.

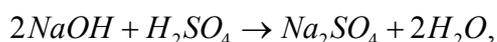
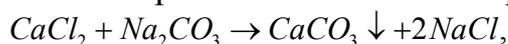
Чистая вода представляет собой бесцветную прозрачную жидкость без запаха и вкуса. Она существует в трех агрегатных состояниях: твердое – лед, жидкое и газообразное - водяной пар. При 0°C твердая и жидкая фазы находятся в состоянии динамического равновесия, поэтому температура плавления льда равна 0°C. При 100°C в равновесии находится жидкая и газообразная фазы. Температура кипения воды равна 100°C. При +4°C она имеет наибольшую плотность, равную 1 г/см<sup>3</sup>. Выше или ниже этой температуры плотность воды меньше 1 г/см<sup>3</sup>. Эта особенность отличает воду от всех других веществ, плотность которых с понижением температуры увеличивается. При переходе воды из жидкого в твердое состояние происходит увеличение объема и уменьшение плотности, например, из 92 объемов жидкой воды образуется 100 объемов льда.

Молекула воды полярна и имеет угловую форму. Валентный угол равен 104,5. Геометрическая модель молекулы воды может быть представлена в виде искаженного тетраэдра, у которого в двух вершинах располагаются атомы водорода. Две другие вершины заняты облаками неподеленных пар электронов атома кислорода.

В воде вещества взаимодействуют или по **кислотно-основному** механизму (ионные реакции двойного обмена), или по **окислительно-восстановительному** механизму. Во многих реакциях вода принимает непосредственное участие. Вода обладает амфотерными свойствами, т.е. она может выступать как в роли кислоты, так и в роли основания, например:



Если процесс идет по кислотно-основному механизму, то в результате должны образовываться слабые электролиты или газы. Например:



### **Лекция 3. ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА КИСЛОРОДА. ОЗОН. ПЕРОКСИД ВОДОРОДА**

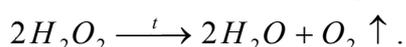
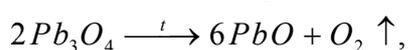
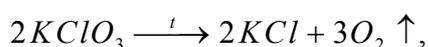
Кислород – самый распространенный элемент на Земле. В свободном состоянии молекулярный кислород входит в состав воздуха, где его содержание составляет 20,95% (по объему). Кислород – важная составная часть углеводов, жиров, белков.

Кислород имеет три стабильных изотопа  $^{16}O$ ,  $^{17}O$ , и  $^{18}O$ . В свободном состоянии находится в виде двух аллотропных модификаций – кислорода  $O_2$  (газ без цвета и запаха) и озон  $O_3$  (газ с характерным запахом). Наиболее устойчива молекула кислорода.

Кислород всегда имеет степень окисления  $-2$ , кроме его соединений со фтором, где его степень окисления  $+2$ , и пероксидов со степенью окисления  $-1$ .

#### ***Получение кислорода***

В лабораторных условиях кислород получают разложением ряда солей, оксидов и пероксидов:



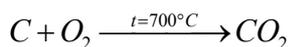
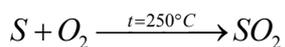
В промышленности кислород получают:

— электролизом воды в присутствии NaOH или KOH. Ежегодно во всем мире получают свыше 80 млн. т. кислорода;

— фракционной перегонкой жидкого воздуха. Вначале выделяется азот (т. кип.  $-195,8^\circ C$ ), а в жидком состоянии остается почти чистый кислород, так как его температура кипения выше ( $-183^\circ C$ ).

#### ***Химические свойства и применение***

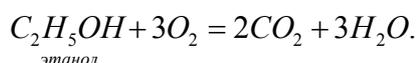
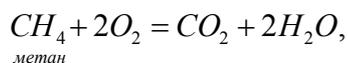
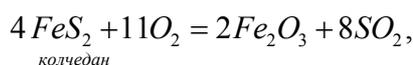
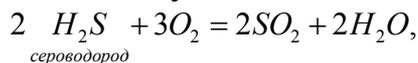
Кислород обладает ярко выраженными неметаллическими свойствами, образует соединения со всеми химическими элементами, кроме гелия, неона и аргона. Кислород – второй после фтора по электроотрицательности элемент, поэтому он проявляет сильные окислительные свойства. С большинством металлов он реагирует уже при комнатной температуре, образуя основные оксиды (см. гл. 3). С неметаллами кислород реагирует, обычно при нагревании. Например, с фосфором кислород активно реагирует при  $60^\circ C$ , серой – при температуре около  $250^\circ C$ , а с графитом лишь при  $700^\circ C$ :



Кислород реагирует со многими сложными соединениями, например с оксидом азота (II) реакция протекает уже при комнатной температуре:



В приведенных реакциях кислород является окислителем. Во многих реакциях окисления с участием кислорода выделяется тепло и свет – такие процессы называются **горением**. При горении сложных веществ в избытке кислорода образуются оксиды соответствующих элементов:



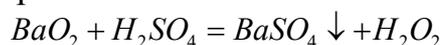
Кроме указанного типа взаимодействия имеют место и такие, которые сопровождаются выделением только теплоты. К ним прежде всего следует отнести процесс дыхания.

Кислород и его соединения (прежде всего  $H_2O$  и  $CO_2$ ) незаменимы для поддержания жизни. При их участии совершаются важнейшие процессы – дыхания и обмена веществ. Кислород широко используется практически во всех отраслях химической промышленности: для получения азотной и серной кислот, в органическом синтезе, в процессах обжига руд и др. Процесс производства стали невозможен без кислорода, металлургия использует свыше 60% всего промышленно получаемого кислорода. Жидкий кислород применяют для изготовления взрывчатых смесей. В медицинской практике кислород используют для поддержания жизни больных с затрудненным дыханием (кислородные подушки, барокамеры, «кислородный коктейль»). Огромная потребность в кислороде ставит перед человечеством серьезную экологическую проблему сохранения его запасов в атмосфере.

### ***Пероксид (перекись) водорода***

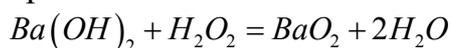
$H_2O_2$  – тяжелая полярная жидкость голубоватого цвета, строение которой показано на рис. 12.1. В жидком состоянии молекулы пероксида водорода сильно ассоциированы благодаря водородным связям. По сравнению с водой пероксид водорода имеет больше возможностей к образованию таких связей (из-за большего числа атомов кислорода на один атом водорода), поэтому он имеет большие плотность, вязкость и температуру кипения ( $150,2^\circ C$ ). Пероксид водорода смешивается с водой в любых соотношениях, чистый и концентрированный  $H_2O_2$  взрывается на свету.

В лаборатории пероксид водорода получают действием разбавленной серной кислоты на пероксид бария:

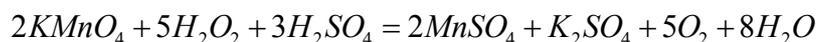


Пероксид водорода каталитически разлагается при комнатной температуре, выделяя в первый момент атомный кислород. На этом основано использование

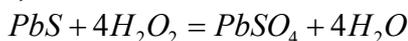
его 3% раствора в медицине. Пероксид водорода вступает в реакции без изменения пероксидной группировки:



В качестве восстановителя:



Но, наиболее характерно, в качестве окислителя:



Пероксид водорода имеет разнообразное применение: для получения отбеливателей, вводимых в синтетические моющие средства; для получения пероксидов, особенно в органической химии; в реакциях полимеризации; для получения антисептических средств; для реставрации живописи на основе свинцовых красок.

#### **Лекция 4. ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА КИСЛОРОДА. ОЗОН. ПЕРОКСИД ВОДОРОДА**

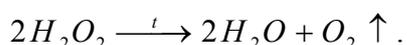
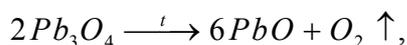
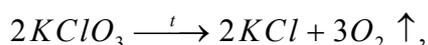
Кислород – самый распространенный элемент на Земле. В свободном состоянии молекулярный кислород входит в состав воздуха, где его содержание составляет 20,95% (по объему). Кислород – важная составная часть углеводов, жиров, белков.

Кислород имеет три стабильных изотопа  $^{16}O$ ,  $^{17}O$ , и  $^{18}O$ . В свободном состоянии находится в виде двух аллотропных модификаций – кислорода  $O_2$  (газ без цвета и запаха) и озон  $O_3$  (газ с характерным запахом). Наиболее устойчива молекула кислорода.

Кислород всегда имеет степень окисления  $-2$ , кроме его соединений со фтором, где его степень окисления  $+2$ , и пероксидов со степенью окисления  $-1$ .

##### ***Получение кислорода***

В лабораторных условиях кислород получают разложением ряда солей, оксидов и пероксидов:



В промышленности кислород получают:

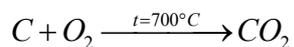
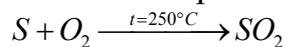
— электролизом воды в присутствии NaOH или KOH. Ежегодно во всем мире получают свыше 80 млн. т. кислорода;

— фракционной перегонкой жидкого воздуха. Вначале выделяется азот (т. кип.  $-195,8^\circ C$ ), а в жидком состоянии остается почти чистый кислород, так как его температура кипения выше ( $-183^\circ C$ ).

##### ***Химические свойства и применение***

Кислород обладает ярко выраженными неметаллическими свойствами, образует соединения со всеми химическими элементами, кроме гелия, неона и аргона. Кислород – второй после фтора по электроотрицательности элемент,

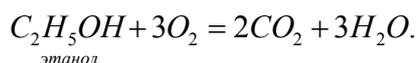
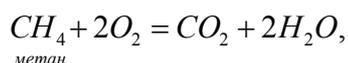
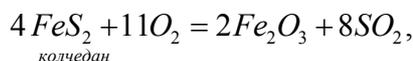
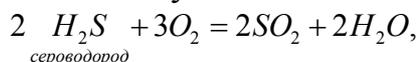
поэтому он проявляет сильные окислительные свойства. С большинством металлов он реагирует уже при комнатной температуре, образуя основные оксиды (см. гл. 3). С неметаллами кислород реагирует, обычно при нагревании. Например, с фосфором кислород активно реагирует при 60°C, серой – при температуре около 250°C, а с графитом лишь при 700°C:



Кислород реагирует со многими сложными соединениями, например с оксидом азота (II) реакция протекает уже при комнатной температуре:



В приведенных реакциях кислород является окислителем. Во многих реакциях окисления с участием кислорода выделяется тепло и свет – такие процессы называются **горением**. При горении сложных веществ в избытке кислорода образуются оксиды соответствующих элементов:



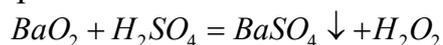
Кроме указанного типа взаимодействия имеют место и такие, которые сопровождаются выделением только теплоты. К ним прежде всего следует отнести процесс дыхания.

Кислород и его соединения (прежде всего H<sub>2</sub>O и CO<sub>2</sub>) незаменимы для поддержания жизни. При их участии совершаются важнейшие процессы – дыхания и обмена веществ. Кислород широко используется практически во всех отраслях химической промышленности: для получения азотной и серной кислот, в органическом синтезе, в процессах обжига руд и др. Процесс производства стали невозможен без кислорода, металлургия использует свыше 60% всего промышленно получаемого кислорода. Жидкий кислород применяют для изготовления взрывчатых смесей. В медицинской практике кислород используют для поддержания жизни больных с затрудненным дыханием (кислородные подушки, барокамеры, «кислородный коктейль»). Огромная потребность в кислороде ставит перед человечеством серьезную экологическую проблему сохранения его запасов в атмосфере.

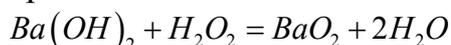
### ***Пероксид (перекись) водорода***

H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> – тяжелая полярная жидкость голубоватого цвета, строение которой показано на рис. 12.1. В жидком состоянии молекулы пероксида водорода сильно ассоциированы благодаря водородным связям. По сравнению с водой пероксид водорода имеет больше возможностей к образованию таких связей (из-за большего числа атомов кислорода на один атом водорода), поэтому он имеет большую плотность, вязкость и температуру кипения (150,2°C). Пероксид водорода смешивается с водой в любых соотношениях, чистый и концентрированный H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> взрывается на свету.

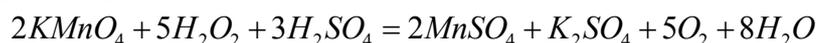
В лаборатории пероксид водорода получают действием разбавленной серной кислоты на пероксид бария:



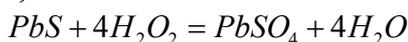
Пероксид водорода каталитически разлагается при комнатной температуре, выделяя в первый момент атомный кислород. На этом основано использование его 3% раствора в медицине. Пероксид водорода вступает в реакции без изменения пероксидной группировки:



В качестве восстановителя:



Но, наиболее характерно, в качестве окислителя:

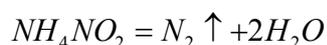


Пероксид водорода имеет разнообразное применение: для получения отбеливателей, вводимых в синтетические моющие средства; для получения пероксидов, особенно в органической химии; в реакциях полимеризации; для получения антисептических средств; для реставрации живописи на основе свинцовых красок.

## **Лекция 5. ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА АЗОТА. АММИАК. АЗОТНАЯ КИСЛОТА И ЕЁ СОЛИ**

Главную подгруппу V группы составляют азот, фосфор, мышьяк, сурьма и висмут. Каждый из элементов имеет электронную конфигурацию на внешнем уровне  $ns^2np^3$  и может проявлять в своих соединениях степень окисления от  $-3$  до  $+5$ . Азот и фосфор - типичные неметаллы, мышьяк проявляет и металлические свойства, сурьма и висмут – типичные металлы. В V группе периодической системы, в отличие от всех других, резко изменяются свойства составляющих её элементов. Рассмотрение начнем с азота.

Азот является основным компонентом воздуха, что составляет около 78,2% по объему, кроме того, входит в состав растений и животных в форме белков. В лаборатории азот можно получить из нитрита аммония термическим разложением:



В промышленности азот получают из сжиженного воздуха, который подвергается фракционной перегонке. При этом вначале выделяется азот ( $t_{кип.} = -195,8^\circ C$ ), так как температура кислорода значительно выше ( $t_{кип.} = -183^\circ C$ ).

Молекула азота двухатомна. При обычных условиях  $N_2$  – газ без цвета, без запаха и вкуса. В молекуле азота атомы связаны тремя ковалентными связями (две  $\pi$ -связи и одна  $\sigma$ -связь), поэтому энергия диссоциации молекулы  $N_2$  очень высока (945 кДж/моль). Молекула азота устойчива и не распадается на атомы даже при очень высоких температурах (при  $3000^\circ C$  всего 0,1%). Вследствие такой устойчивости азот характеризуется низкой реакционной способностью, уступая в этом лишь благородным газам.

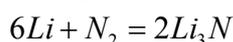
Атом азота может достроить свою электронную оболочку следующим образом:

а) присоединением трех электронов, что приводит к образованию нитрид-ионов  $N^{3-}$ ;

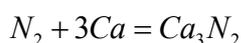
б) образованием простых двухэлектронных связей, как в  $NH_3$ , или кратных, как в  $N \equiv N$  или  $NO_2$ ;

в) образованием двухэлектронных связей, что характерно для иона  $NH_4^+$ .

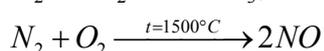
В обычных условиях азот реагирует только с литием и не реагирует ни с одним из остальных металлов и неметаллов:



При нагревании азот взаимодействует и с другими металлами, образуя нитриды:



При высоких температурах и в присутствии катализаторов активность азота значительно увеличивается и он может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства.



Трудность окисления азота объясняется высокой энергией термической диссоциации, как отмечалось выше.

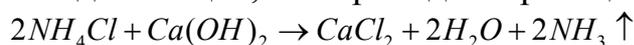
Основное применение азот находит в производстве аммиака, азотной кислоты и азотных удобрений.

### *Аммиак*

В обычных условиях – бесцветный газ, с резким запахом (запах нашатырного спирта); сжижается при  $-33,4^\circ C$ .

Молекула аммиака имеет форму пирамиды (см. рис. 14.1.), в жидком аммиаке молекулы  $NH_3$  связаны водородными связями, обуславливая тем самым аномально высокую температуру кипения ( $t_{кип.} = -33,42^\circ C$ ). Полярные молекулы  $NH_3$  очень хорошо растворимы в воде (700 объемов  $NH_3$  в одном объеме  $H_2O$ ) – лучше любого другого газа.

Для получения аммиака в лабораторных условиях обычно нагревают смесь хлорида аммония и гидроксида кальция, что приводит к реакции:



Действие щелочей на соли аммония – качественная реакция на обнаружение ионов аммония.

Раствор аммиака в воде представляет собой раствор гидроксида аммония, содержащий одновременно молекулярные частицы  $NH_3$  и  $NH_4OH$  и ионы  $NH_4^+$  и  $OH^-$ :

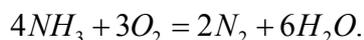


Водный раствор аммиака обладает свойствами слабого основания, константа его диссоциации  $1,8 \cdot 10^{-5}$ . Продукты взаимодействия аммиака с кислотами представляет собой соли аммония. Все аммонийные соли растворимы

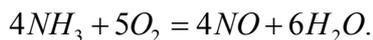
в воде и при этом гидролизуются. Соли аммония термически неустойчивы и при нагревании разлагаются:



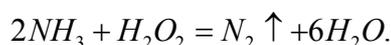
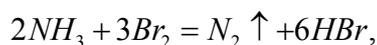
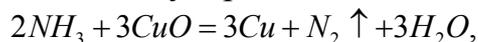
Азот в аммиаке имеет наименьшую степень окисления и поэтому проявляет только восстановительные свойства. Например, при горении аммиака образуется азот и вода:



В присутствии катализатора аммиак может окисляться и до оксида азота NO:



При нагревании аммиак с оксидами тяжелых металлов, галогенами, пероксидом водорода образуется молекулярный азот:

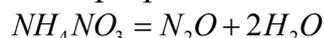


Аммиак применяют в основном в производстве азотной кислоты и различных удобрений – нитрата аммония  $NH_4NO_3$ , карбамида (мочевины)  $(NH_2)_2CO$ , аммофоса (смеси гидро- и дигидрофосфатов аммония  $(NH_4)_2HPO_4$   $NH_4H_2PO_4$ ).

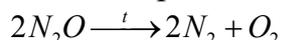
### **Оксиды азота**

Азот образует следующие оксиды: оксид азота (I)  $N_2O$ , оксид азота (II) NO, оксид азота (III)  $N_2O_3$ , оксид азота (IV)  $NO_2$ , оксид азота (V)  $N_2O_5$ , в которых он проявляет степень окисления от +1 до +5. Оксиды  $N_2O$  и NO – бесцветные газы,  $NO_2$  – бурый газ,  $N_2O_3$  – синяя жидкость,  $N_2O_5$  при обычных условиях – прозрачные бесцветные кристаллы.

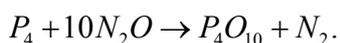
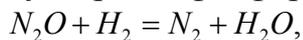
*Оксид азота (I)  $N_2O$*  получается при разложении нитрата аммония:



При  $500^\circ C$  разлагается на азот и кислород:

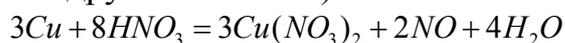


Поэтому  $N_2O$  является окислителем по отношению ко всем веществам, которые непосредственно реагируют с кислородом, также может поддерживать реакцию горения, например, серы, углерода, фосфора:



Часто используется тривиальное название  $N_2O$  – «веселящий газ». Это связано с тем, что вдыхание  $N_2O$  в небольших дозах вызывает конвульсивный смех. В медицине  $N_2O$  широко используется для ингаляционного наркоза.

*Оксид азота (II) NO* в промышленности получают каталитическим окислением аммиака, в лаборатории может быть получен действием 30 – 35%-ной азотной кислоты на медь (или другие металлы):



Обладает как окислительными, так и восстановительными свойствами. Под действием кислорода легко окисляется до  $NO_2$ :



В присутствии восстановителей ведет себя как окислитель:



Оксиды  $N_2O$  и  $NO$  не реагируют с водой и щелочами, тогда как оксиды  $N_2O_3$  и  $N_2O_5$ , являясь ангидридами, при взаимодействии с водой дают соответствующие кислоты:

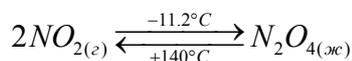


А при взаимодействии со щелочами соответствующие соли (нитриты и нитраты).

Оксид азота (IV)  $NO_2$  в лабораторных условиях получают взаимодействием меди с концентрированной азотной кислотой:



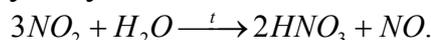
$NO_2$  обычно существует в равновесии со своим димером  $N_2O_4$ , при температуре от  $-11,2$  до  $140^\circ C$ :



Оксид азота (IV) характеризуется высокой химической активностью. Наличие положительного заряда на атоме азота обуславливает окислительные свойства  $NO_2$ , что наглядно проявляется в реакциях диспропорционирования. Растворение в воде на холоде сопровождается образованием  $HNO_2$  и  $HNO_3$ :



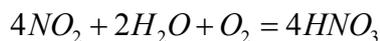
Поскольку образующаяся азотистая кислота неустойчива, то при нагревании реакция идет по-другому:



При взаимодействии со щелочами образуются нитраты и нитриты:



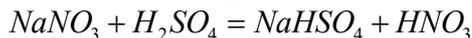
Растворение  $NO_2$  в присутствии избытка кислорода сопровождается образованием азотной кислоты:



Эта реакция используется для получения азотной кислоты в промышленных масштабах.

### ***Азотная кислота и её соли***

В лабораторных условиях азотную кислоту можно получить действием концентрированной серной кислоты на нитраты:



Чистая азотная кислота – это бесцветная жидкость, которая при  $-42^\circ C$  переходит в кристаллическое состояние. На воздухе она «дымит», так как пары её с влагой воздуха образуют мелкие капельки тумана. С водой смешивается в любых соотношениях.

Под действием света азотная кислота частично разлагается с выделением  $NO_2$  и за счет этого приобретает светло-бурый цвет:

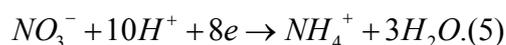
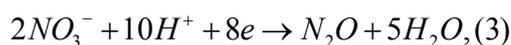
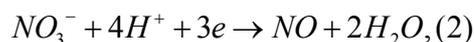
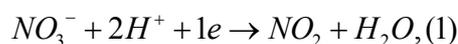


Азотная кислота принадлежит к числу наиболее сильных кислот и для неё характерны все реакции, в которые вступают кислоты – с основаниями, основными оксидами и т.д.

Специфическими же свойствами азотной кислоты является её ярко выраженная окислительная способность. Восстановление азотной кислоты зависит от её концентрации и природы восстановителя. Степень окисления азота в продуктах восстановления находится в интервале от +4 до –3, что соответствует схеме



Суть различных окислительных процессов под действием азотной кислоты заключается в том, что ион  $\text{NO}_3^-$  имеющий в своем составе азот в степени окисления +5, в зависимости от условий (концентрации кислоты, природы восстановителя, температуры) может принимать от одного до восьми электронов. Восстановление аниона  $\text{NO}_3^-$  в связи с этим может происходить до различных продуктов реакции:

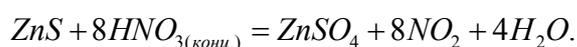
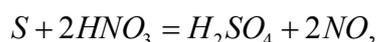


Образование тех или иных продуктов восстановления (при прочих равных условиях) зависит от концентрации азотной кислоты. Стоит отметить, что азотная кислота обладает окислительной способностью при любой концентрации. Чем концентрированнее  $\text{HNO}_3$ , тем менее глубоко она восстанавливается.

С одним и тем же восстановителем, например цинком, азотная кислота, если она концентрированная, будет обязательно реагировать по схеме (1) с выделением  $\text{NO}_2$ ; если  $\text{HNO}_3$  разбавленная, то она может взаимодействовать с  $\text{Zn}$  по любой схеме (2-5), в зависимости от степени разбавления.

Азотная кислота взаимодействует со всеми металлами, за исключением  $\text{Au}$ ,  $\text{Pt}$ ,  $\text{W}$ . Концентрированная  $\text{HNO}_3$  не взаимодействует при обычных условиях с  $\text{Fe}$ ,  $\text{Al}$ ,  $\text{Cr}$ , которые она пассивирует, однако при очень сильном нагревании  $\text{HNO}_3$  взаимодействует и с этими металлами.

Большинство неметаллов и сложных веществ восстанавливают  $\text{HNO}_3$ , как правило, до  $\text{NO}$  (реже до  $\text{NO}_2$ ):



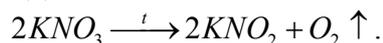
Смесь, содержащая один объем азотной и три объема концентрированной хлороводородной кислоты, называется «царской водкой». Она является более сильным окислителем и окисляет даже благородные металлы – золото и платину:



Действие «царской водки» объясняется тем, что концентрированная  $\text{HNO}_3$  окисляет  $\text{HCl}$  до свободного хлора, который в момент выделения является очень сильным окислителем, поэтому при растворении металлов получают не соли азотной кислоты, а соответствующие хлориды.

Соли азотной кислоты, называемые нитратами, представляют собой кристаллические вещества, хорошо растворимые в воде. При нагревании нитратов все они разлагаются с выделением кислорода (исключением является нитрат аммония), при этом их можно разделить на четыре группы.

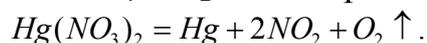
Первая группа это нитраты щелочных металлов, они разлагаются при нагревании на нитриты и кислород:



Вторая группа – большинство нитратов (от щелочно-земельных до меди включительно), разлагающихся на оксид металла,  $\text{NO}_2$  и кислород:



Третья группа – нитраты наиболее тяжелых металлов ( $\text{AgNO}_3$  и  $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ ), разлагающиеся до свободного металла,  $\text{NO}_2$  и кислорода:



Четвертая «группа» состоит из нитрата аммония:

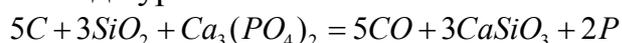


В связи с тем, что нитраты содержат азот в высшей степени окисления и, следовательно, являются окислителями, они находят широкое применение для изготовления легко воспламеняющихся и взрывчатых веществ. Например, черный порох представляет собой смесь состава: 68%  $\text{KNO}_3$ , 15%  $\text{S}$ , 17%  $\text{C}$ . Нитраты также широко используют в качестве удобрений.

## **Лекция 6. ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ФОСФОРА И ЕГО СОЕДИНЕНИЙ. ФОСФОРНАЯ КИСЛОТА И ЕЁ СОЛИ**

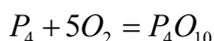
Фосфор относится к числу распространенных элементов. Подобно углероду, водороду и азоту, фосфор – необходимая составная часть всех живых клеток животных и растений. Простое вещество при обычных условиях существует в виде целого ряда аллотропных модификаций, точное число которых до сих пор является предметом дискуссий. Главные из них – белый, красный и черный фосфор, которые при определенных условиях взаимопревращаются. Все аллотропы химически активны, особенно белый, на воздухе он самовоспламеняется, в темноте светиться. Фосфор активно взаимодействует со многими веществами, поэтому в свободном состоянии в природе не встречается. Входит в состав минералов типа апатитов  $\text{Ca}_5\text{X}(\text{PO}_4)_3$ , где  $\text{X}$  –  $\text{F}$  (реже  $\text{Cl}$  или  $\text{OH}$ ) и фосфатов  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ , которые являются исходным сырьем для его получения.

Получение фосфора протекает при температуре электрической дуги и может быть представлено в виде уравнения:

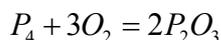


Белый фосфор, состоящий из молекул  $\text{P}_4$  ( $T_{\text{пл}}=44^\circ\text{C}$ ,  $T_{\text{кип}}=280^\circ\text{C}$ ) уникален по своей химической активности. Уже при комнатной температуре

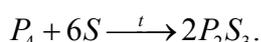
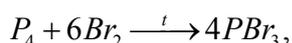
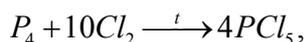
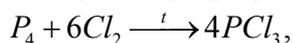
мелкодисперсный фосфор самовоспламеняется, образуя ангидрид фосфорных кислот  $P_2O_5$  (точнее  $P_4O_{10}$ ):



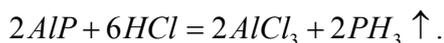
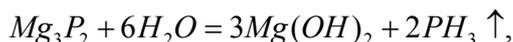
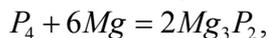
При недостатке кислорода образуется оксид фосфора (III) (являющийся ангидридом двухосновной фосфористой кислоты  $H_3PO_3$ ):



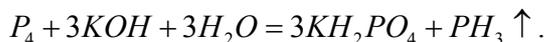
Так же активно белый фосфор реагирует с галогенами, серой – при этом образуются соединения  $PCl_5$ ,  $PCl_3$ ,  $PBr_5$ ,  $PBr_3$ ,  $P_2S_5$ ,  $P_2S_3$ :



Красный и черный фосфор (являются полимерными модификациями) вступают в аналогичные реакции при более высоких температурах. Так же как азот, фосфор реагирует с металлами, образуя фосфиды: последние взаимодействуя с водой или кислотами, выделяют фосфин  $PH_3$ :

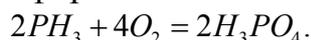


Только белый фосфор реагирует с горячей щелочью, образуя фосфин и гипофосфит, например,  $KH_2PO_2$ :

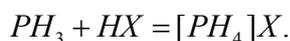


Эта реакция часто используется в лабораториях для получения фосфина, отметим, что с водородом фосфор практически не взаимодействует.

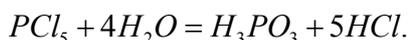
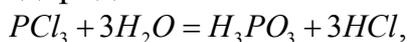
**Фосфин** – бесцветный газ, гораздо менее устойчив, чем аммиак. Ядовит. По своим свойства является восстановителем. На воздухе фосфин самопроизвольно воспламеняется с образованием фосфорной кислоты:



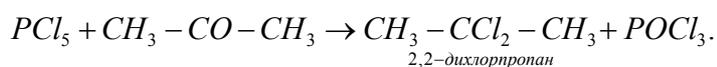
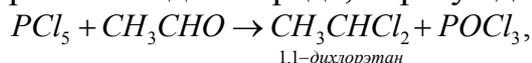
При нагревании разлагается на фосфор и водород. В воде плохо растворим, поэтому не образует гидроксида фосфония, однако с кислотами (с очень сильными безводными) образует соли фосфония, строение катиона фосфония  $[PH_4]^+$  аналогично аммоний  $[NH_4]^+$ :



Одними из наиболее важных соединений фосфора являются галогениды (в частности хлориды фосфора). Их образование в результате непосредственного взаимодействия фосфора с галогенами наглядно иллюстрирует гораздо более сильные восстановительные свойства фосфора по сравнению с азотом. Фосфор образует два хлорида: трихлорид фосфора  $PCl_3$  и пентахлорид фосфора  $PCl_5$ . Они хорошо гидролизуются водой с образованием фосфористой и фосфорной кислот, соответственно, а также хлороводорода:



Данные хлориды фосфора широко используются как хлорирующие реагенты в органической химии. Так, например, альдегиды и кетоны реагируют с пентахлоридом фосфора в безводной среде, образуя дихлоралканы:



Образующиеся дихлорпроизводные алканов, в свою очередь широко используются в органическом синтезе.

## **Лекция 7. ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА УГЛЕРОДА И ЕГО СОЕДИНЕНИЙ. УГОЛЬНАЯ КИСЛОТА И ЕЁ СОЛИ**

Углерод – один из распространенных элементов на Земле; он входит в состав атмосферы в виде CO<sub>2</sub>, в земной коре в виде ископаемых углей, нефти, природного газа, мела, известняков, мрамора (CaCO<sub>3</sub>), доломита (MgCO<sub>3</sub> · CaCO<sub>3</sub>), малахита (CuCO<sub>3</sub> · Cu(OH)<sub>2</sub>) и т.д. Простое вещество углерод может существовать в форме алмаза, графита, карбина, аморфного углерода («древесный уголь») и фуллерена.

В возбужденном атоме углерода один *s*- и три *p*- электрона существуют в виде четырех гибридных одинаковых по форме орбиталей, симметрично направленных в пространстве под углом 109,5°. Атомы углерода могут образовывать полимерные структуры координационного, слоистого и линейного типов, которым соответственно отвечают *sp*<sup>3</sup>, *sp*<sup>2</sup>, *sp*- гибридные состояния орбиталей.

Кристаллы алмаза образованы атомами в состоянии *sp*<sup>3</sup> – гибридизации, все связи эквивалентны и очень прочны. Алмаз – самое твердое вещество, найденное в природе; бесцветное, прозрачное, с плотность 3,5 г/см<sup>3</sup>, не проводящее электрический ток.

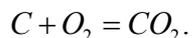
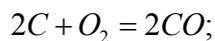
В графите атомы находятся в *sp*<sup>2</sup> – гибридизации, образуя параллельные слои из плоских шестиугольников. Внутри слоя атомы связаны гораздо прочнее, чем между слоями, объединенными Ван-дер-ваальсовыми силами. Кристаллы графита имеют пластинчатую структуру; в отличие от алмаза графит хорошо проводит электрический ток, но только в определенных направлениях (явление анизотропии). Графит представляет собой серую, непрозрачную, жирную на ощупь массу с плотностью 2,2 г/см<sup>3</sup>.

Хуже изучены пока структуры карбина, образующего длинные цепи за счет *sp* – гибридизации (кристаллический порошок черного цвета с плотностью 1,9 г/см<sup>3</sup>), аморфного углерода и фуллерена.

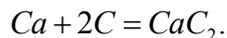
Почти во всех соединениях углерод четырехвалентен (редкие исключения – оксид углерода (II) CO); уникальность углерода состоит в способности соединяться между собой в длинные цепи, в том числе циклические, образуя громадное число органических соединений. Углерод является важнейшей составной частью тканей растений и животных.

### *Химические свойства углерода*

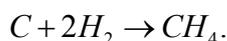
В химическом отношении углерод при нормальных условиях инертен. Реакционная способность усиливается при повышении температуры. Так, при нагревании углерод энергично взаимодействует с кислородом, образуя оксиды углерода (II) или (IV), что зависит от содержания кислорода, проявляя восстановительные свойства:



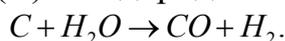
Под воздействием высоких температур углерод способен взаимодействовать и с металлами, образуя карбиды, при непосредственном взаимодействии с ними углерод выступает в качестве окислителя:



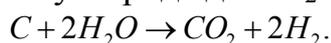
При температуре электрической дуги углерод соединяется с водородом, образуя метан:



При пропускании водяных паров через раскаленный уголь или кокс получается смесь оксида углерода (II) и водорода называемая водяным газом:



Эта реакция протекает в газогенераторе при температуре выше 1200°C. Ниже 1000°C происходит окисление углерода до CO<sub>2</sub>:



Эти две реакции лежат в основе конверсионного способа получения водорода.

Углерод способен восстанавливать многие металлы из их оксидов. На этом основано получение металлов из руд.

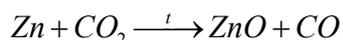
Концентрированные серная и азотная кислоты при нагревании окисляют углерод до CO<sub>2</sub>:



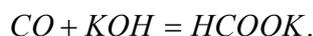
### ***Кислородные соединения углерода***

*Оксид углерода (II)* (угарный газ)– ядовитый газ без цвета и запаха, горит голубоватым пламенем, легче воздуха, плохо растворим в воде (2.3 объема CO на 100 объемов H<sub>2</sub>O при 20°C).

В природе оксид углерода (II) практически не встречается. В лаборатории его обычно получают обезвоживанием муравьиной кислоты (реакцию см. ниже), также он может быть получен при восстановлении оксида углерода (IV) углеродом или металлами:



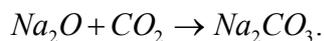
Оксид CO принято считать несолеобразующим, однако при пропускании его через расплав щелочи при высоком давлении непосредственно образуется соль в результате протекания окислительно-восстановительной реакции:



Отсюда формально можно считать CO ангидридом муравьиной кислоты, что подтверждается обезвоживанием муравьиной кислоты:



Заметим, что в рассмотренных выше реакциях меняется степень окисления углерода +4 в муравьиной кислоте и в её соли и +2 – в оксиде углерода (II) и эти реакции являются фактически окислительно-восстановительными. В то время как в реакциях соединения, характерных для «классических» солеобразующих оксидов, степень окисления элементов никогда не меняется, например:



В молекуле этого оксида атом углерода находится в невозбужденном состоянии. За счет двух *p*-электронов он образует две связи с атомами кислорода. Третья связь образуется по донорно-акцепторному механизму, причем кислород является донором электронной пары, которую атом углерода акцептирует на свободную *2p*-орбиталь. Межатомное расстояние равно 0,113 нм, поэтому для оксида углерода (II) справедлива следующая структурная формула:

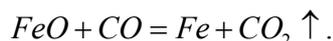


Молекула CO очень прочна и способна вступать в реакции окисления-восстановления только при высоких температурах. При обычных условиях CO инертное соединение не взаимодействует с водой, щелочами и кислотами.

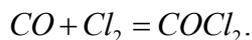
На воздухе CO горит голубоватым пламенем:



При нагревании CO восстанавливает металлы из их оксидов:



В присутствии катализатора или под действием облучения CO окисляется хлором, образуя ядовитый газ фосген:



*Оксид углерода (IV) (углекислый газ)* – газ без цвета и запаха, не поддерживает дыхания, но служит источником питания зеленых растений (фотосинтез), 1,5 раза тяжелее воздуха. Он растворим в воде (88 объемов CO<sub>2</sub> в 100 объемах H<sub>2</sub>O при 20°C).

При сильном охлаждении CO<sub>2</sub> кристаллизуется в виде белой снегообразной массы, которая в спрессованном виде испаряется очень медленно, понижая температуру окружающей среды. Этим и объясняется её применение в качестве «сухого льда». Свойство CO<sub>2</sub> ингибировать горение используют в противопожарных устройствах.

В промышленности CO<sub>2</sub> получают при обжиге известняка:



В лаборатории его можно получить действием разбавленных кислот на карбонаты:



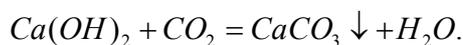
Оксид углерода (IV) является ангидридом угольной кислоты H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> и обладает всеми свойствами кислотных оксидов (см. гл. 3).

#### ***Угольная кислота и её соли***

В свободном виде угольная кислота неизвестна, так как она неустойчива и легко разлагается. Как двухосновная кислота, она образует два типа солей: средние соли - карбонаты и кислые соли – гидрокарбонаты. Качественная реакция

на эти соли – действие на них сильных кислот, при котором кислота вытесняется и разлагается с выделением  $\text{CO}_2$ .

При пропускании выделяющегося  $\text{CO}_2$  в известковую воду выпадает белый нерастворимый осадок; этой реакцией пользуются также для обнаружения оксида углерода (IV):



При длительном пропускании  $\text{CO}_2$  раствор становится снова прозрачным вследствие образования гидрокарбоната:



Из всех карбонатов в воде растворимы карбонаты только щелочных металлов и аммония. Гидрокарбонаты большинства металлов хорошо растворимы в воде.

Гидрокарбонаты при нагревании распадаются на карбонаты, углекислый газ и воду:



Все карбонаты, кроме карбонатов щелочных металлов, при нагревании разлагаются на оксид металла и диоксид углерода:



Из солей угольной кислоты наибольшее практическое значение имеет сода; известны различные кристаллогидраты соды  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  или  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ; наиболее устойчивым кристаллогидратом является  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ , который обычно называют кристаллической содой. При прокаливании получают безводную, или кальцинированную соду  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ . Широко используется также питьевая сода  $\text{NaHCO}_3$ . Производство соды является одним из крупнейших среди производств неорганических веществ; в настоящее время её мировое производство составляет десятки млн. тонн в год.

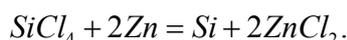
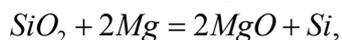
Из других солей наиболее важное значение имеют  $\text{K}_2\text{CO}_3$  и  $\text{CaCO}_3$ . Поташ ( $\text{K}_2\text{CO}_3$ ) применяют в производстве тугоплавкого стекла. Карбонат кальция ( $\text{CaCO}_3$ ) является важной составной частью мела, мрамора, известняка.

## **Лекция 8. ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА КРЕМНИЯ И ЕГО СОЕДИНЕНИЙ. КРЕМНИЕВЫЕ КИСЛОТЫ. СИЛИКАТЫ**

Кремний после углерода – самый распространенный элемент в земной коре (27,6% по массе). В отличие от углерода, кремний в свободном состоянии в природе не встречается. Наиболее распространенными его соединениями являются: оксид кремния (IV)  $\text{SiO}_2$ , его называют кремнеземом, который встречается в виде песка, кварца. Другую группу природных соединений составляют соли кремниевых кислот, которые входят в состав таких минералов, как глина (каолин)  $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot \text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ , слюда ( $\text{KAl}_3[\text{Si}_3\text{O}_{10}](\text{OH}, \text{F})_2$ ), асбест ( $(\text{Mg}, \text{Fe})_6[\text{Si}_4\text{O}_{10}](\text{OH})_6$ ), тальк ( $\text{Mg}_3[\text{Si}_4\text{O}_{10}](\text{OH})_2$ ).

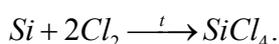
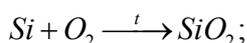
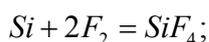
Кремний образует два аллотропных видоизменения. Аморфный кремний – бурый порошок. Кристаллический кремний – светло-серые, твердые кристаллы, плотностью  $2,33 \text{ г/см}^3$ , температура плавления  $1420^\circ\text{C}$ . Кристаллическая структура кремния – алмазоподобная, каждый атом кремния окружен четырьмя подобными, с которыми он связан ковалентно, и находится в  $sp^3$  – гибридизации.

Кремний получают восстановлением  $\text{SiO}_2$  магнием или цинком из  $\text{SiCl}_4$ :

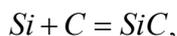


Кремний – аналог углерода, но его неметаллические свойства выражены слабее, чем у углерода. Для кремния более характерно  $sp^3$  – гибридное состояние, поэтому в соединениях он может проявлять степени окисления +4 и –4. Кристаллический кремний – химически сравнительно инертен, а аморфный более реакционноспособен.

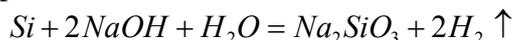
Кремний реагирует только с сильными окислителями и восстановителями. С фтором протекает реакция уже при обычных условиях, с кислородом и хлором – при 400-600°C:



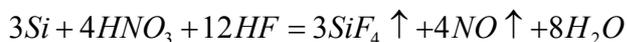
При очень высоких температурах кремний способен непосредственно соединяться с углеродом и азотом:



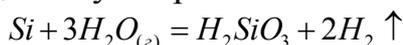
Щелочи окисляют кремний до солей кремниевой кислоты. При этих реакциях выделяется и водород:



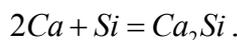
Кремний растворяется в смеси концентрированных азотной и плавиковой кислот:



С водой кремний взаимодействует при высоких температурах:

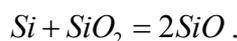
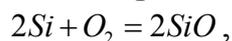


Кремний растворим во многих металлах. С некоторыми из них – Sn, Al, Zn, Pb, Au, Ag – химически не взаимодействует. С другими же металлами, например с Mg, Cu, Ca, Fe, Pt, Bi, реагирует с образованием силицидов, выступая в качестве окислителя:



### **Кислородные соединения кремния**

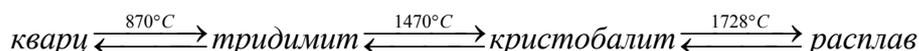
Кремний образует оксид кремния (II)  $\text{SiO}$  и оксид кремния (IV)  $\text{SiO}_2$ . Оксид кремния (II)  $\text{SiO}$  получают неполным окислением простого вещества или при нагревании простого вещества с диоксидом кремния:



Оксид кремния (II)  $\text{SiO}$  не реагирует при обычных условиях ни с кислотами, ни со щелочами, он мало доступен и очень редко используется.

Оксид кремния (IV)  $\text{SiO}_2$  – широко распространен в природе, он встречается в виде минерала кварца, а также кристобалита и тридимита.

При обычных температурах устойчивой модификацией является кварц, с ростом температуры наблюдаются полиморфные превращения:



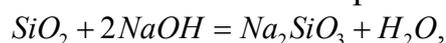
В различных модификациях кремнезема прочность связей неодинакова. Это влияет на величину углов Si – O – Si и расстояний Si – O, например, угол связи Si – O – Si в различных модификациях кремнезема изменяется от 120 до 180°. Переходы кварц – тридимит – кристобалит сопровождаются разрывом и преобразованием связей, что может происходить только при высоких температурах.

Кварц используется в различных областях науки и техники, и его кристаллы часто выращивают искусственно. Окрашенные разновидности кварца и прозрачные кристаллы (горный хрусталь) используют как драгоценные и полудрагоценные камни.

Расплав кремнезема при медленном охлаждении легко образует аморфное кварцевое стекло. Кварцевое стекло имеет незначительный температурный коэффициент расширения, поэтому из него готовят лабораторную посуду, устойчивую к резким изменениям температуры.

Все модификации кремнезема в воде практически нерастворимы ( при температуре 25°C растворимость кварца составляет 7, кристобалита – 12, тридимита – 16, кварцевого стекла – 83 мг/л).

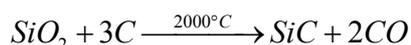
Как кислотный оксид взаимодействует со щелочами, основными оксидами при нагревании с образованием силикатов – солей кремневой кислоты:



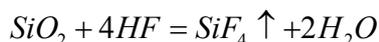
Оксид кремния (IV) способен вытеснять CO<sub>2</sub> из карбонатов:



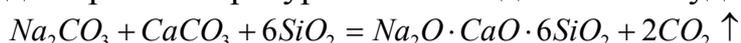
Накаливание смеси SiO<sub>2</sub> с углеродом до 2000°C приводит к образованию карбида кремния:



Оксид кремния (IV) взаимодействует с плавиковой кислотой, эта реакция используется при «травлении» стекла:



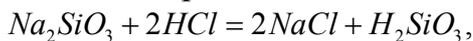
SiO<sub>2</sub> широко применяют в силикатной промышленности при производстве стекла, керамики, бетонных изделий, силикатного кирпича и др. Например, состав обычного стекла (оконного, для изготовления посуды) выражается формулой Na<sub>2</sub>O · CaO · 6SiO<sub>2</sub>. Такое стекло получают сплавлением смеси соды, известняка и песка. Процесс проводят при температуре ~ 1400°C до полного удаления газов:



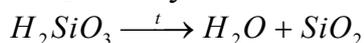
### **Кремниевые кислоты. Силикаты**

Оксиду кремния (IV) соответствуют слабые кремниевые кислоты, объединяемые общей формулой nSiO<sub>2</sub> · mH<sub>2</sub>O. В свободном состоянии выделены ортокремниевая H<sub>4</sub>SiO<sub>4</sub>, метакремниевая H<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub> и несколько других кислот. Кислоты молекулы которых содержат более одной молекулы SiO<sub>2</sub>, относятся к поликремниевым.

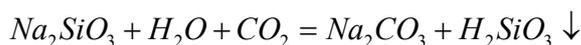
Самая простая из кремневых кислот –  $H_2SiO_3$ , которую часто называют просто кремневой, а её соли силикаты. При подкислении водного раствора силиката натрия выделяется свободная кремневая кислота



которая в свежееохлажденном виде представляет собой студенистое вещество, отвечающее формуле  $(H_2SiO_3)_x$ .  $H_2SiO_3$  термически неустойчива и при нагревании легко разлагается на  $SiO_2$  и воду:



Кремневая кислота слабее угольной, практически нерастворима в воде – это свойство используют как качественную реакцию для обнаружения силикат-ионов:



Кремневую кислоту нельзя получить в чистом виде. В водных растворах она образует коллоидный раствор, или золь, который существует очень малый промежуток времени. Золь далее коагулирует и образуется гель. При высушивании геля образуются продукты с пористой структурой – силикагели, применяемые в качестве осушителей и адсорбентов.

Соли кремневой кислоты, за исключением силикатов натрия и калия, нерастворимы в воде, тугоплавкие вещества.

Водные растворы  $Na_2SiO_3$  и  $K_2SiO_3$  называют жидким стеклом и применяют для изготовления кислотоупорного цемента и бетона. При нагревании смесей многих силикатов с оксидом кремния получаются аморфные сплавы – стекла.

Из алюмосиликатов большое значение имеют цеолиты, состав которых выражается общей формулой  $M_x\text{Э}_yO_{2y} \cdot nH_2O$ , где М – Ca, Na (реже Ba, Sr, K); Э – Si и Al в переменном соотношении.

Цеолиты способны обменивать воду на другие вещества ( $NH_3$ , спирт и т.д.), поэтому их используют в качестве так называемых молекулярных сит. Молекулярные сита поглощают вещества, молекулы которых могут войти в их полости, что находит широкое применение для разделения газообразных веществ, осушки газов и жидкостей. В цеолитах одни катионы могут замещаться другими, поэтому их используют в качестве ионообменников – катионитов.

Чистый кремний является одним из важнейших полупроводниковых материалов. Его применяют в радиоэлектронной промышленности. Кремниевые фотоэлементы способны преобразовывать солнечную энергию в электрическую, что широко используют в космической технике.

## Лекция 9. Общий обзор металлов

Более 80% известных химических элементов являются металлами и в соответствии со строением электронных оболочек к ним относятся s – элементы I и II групп, все элементы d - и f – семейств, p – элементы III группы (кроме бора), а также олово и свинец (IV группа), висмут (V группа) и полоний (VI группа). Металлы в большинстве своем имеют на внешнем энергетическом уровне 1 – 3 электрона. Этим объясняется их слабая по сравнению с неметаллами электроотрицательность.

Элементы – металлы относящиеся к s – семейству, составляют главные подгруппы I и II группы, а принадлежащие к d–семейству – образуют побочные подгруппы. У атомов d–элементов внутри периодов слева направо происходит заполнение d–подуровней предвнешнего уровня.

Металлы, в атомах которых происходит заполнение f-подуровней третьего от конца уровня, образуют семейства лантаноидов и актиноидов, каждое из которых содержит по 14 элементов.

### **Физические свойства**

Металлы имеют кристаллическую структуру, и для них характерны три типа кристаллических решеток: кубическая гранецентрированная, гексагональная и кубическая объемно центрированная (рис. ). Они являются плотно упакованными структурами. В кубической плотноупакованной структуре атомные слои чередуются таким образом, что лишь четвертый по счету слой повторяет первый. Многие металлы кристаллизуются в одной из двух кубических структур. Например, кристаллы щелочных металлов имеют кубическую объемно центрированную структуру, а металлы восьмой группы – кубическую гранецентрированную.

В гексагональной структуре атомы располагаются в слоях, чередующихся друг с другом. Такой тип структур очень распространен среди металлов. Электроны, осуществляющие металлическую связь, принадлежат не двум отдельным атомам, а свободно перемещаются по всему кристаллу. Следует отметить, что этот тип связи в металлических кристаллах отличается тем, что здесь нет почти ионных вкладов и в то же время невозможно образование ковалентных двухэлектронных связей между соседними атомами.

Электрическая проводимость, является важнейшей физической характеристикой металлического состояния и осуществляется этими электронами. По этой причине металлы относят к проводникам первого рода. Электрическая проводимость металлов сильно зависит от температуры. С повышением температуры колебательные движения ионов в узлах решетки усиливаются, это препятствует направленному движению электронов. С понижением температуры тепловые колебания ионов в узлах сильно уменьшаются и электрическая проводимость увеличивается. При температурах, близких к абсолютному нулю, у большинства металлов проявляется сверхпроводимость.

Теплопроводность металлов также связана с подвижностью свободных электронов и колебательным движением самих атомов. Эти колебания распространяются в виде системы упругих (тепловых) волн по всей кристаллической решетке. Свободные электроны сталкиваются с колеблющимися атомами и обмениваются с ними энергией, поэтому при нагревании металла тепловая энергия незамедлительно передается от одних атомов к другим благодаря свободным электронам. При этом сравнительно быстро происходит выравнивание температуры по всей массе металла.

Все металлы, исключение ртуть, являются твердыми веществами. Ртуть - единственный металл, жидкий при обычных условиях ( $t_{пл} = - 39^{\circ}\text{C}$ ). Большинство металлов имеет цвет от темно-серого до серебристо-белого. В промышленности существует деление металлов на черные (железо и все его сплавы) и цветные

(остальные металлы). Иногда особо выделяют благородные металлы – золото и платиновые металлы.

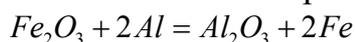
По плотности металлы делят на легкие (плотность меньше 5 г/см<sup>3</sup>) и тяжелые (плотность больше 5 г/см<sup>3</sup>). По значениям температур плавления металлы делят на легкоплавкие (температура плавления <1000°С) и тугоплавкие (температура плавления >1500°С). К числу главных механических свойств относятся: упругость – свойство восстанавливать свою первоначальную форму после снятия деформирующих сил; пластичность – состояние металла, в котором он способен сохранять изменение формы, вызванное воздействием деформирующих сил после того, как их действие прекращено.

### **Получение**

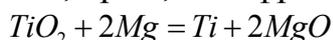
Большинство металлов в природе встречаются в виде соединений и лишь немногие из них (благородные и полублагородные) – в самородном состоянии.

Природные минералы и горные руды, которые содержат соединения металлов, называют рудами. Все основные способы получения металлов из руд основаны на реакциях восстановления.

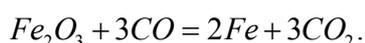
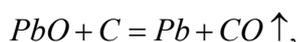
Восстановление безводных соединений металлов при высоких температурах называется пирометаллургическим процессом. В качестве восстановителей используются либо металлы (металлотермия), либо углерод (карботермия). Частным случаем металлотермии является алюмотермия:



Методом металлотермии обычно пользуются для получения тугоплавких металлов, например, титан, молибден, хром, вольфрам и др.:



В основе этих процессов лежит термическое восстановление металла из его оксида углеродом (или СО):



Из водных растворов солей металлы могут быть восстановлены электролизом. Катодное восстановление металлов из растворов или расплавов солей называется электрометаллургическим процессом.

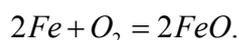
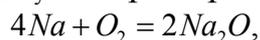
Некоторые методы получения будут рассмотрены более подробно при изучении конкретных представителей металлов.

### **Химические свойства**

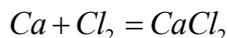
Свойства металлов обусловлены характерным строением их внешних электронных оболочек. В пределах периода с увеличением заряда ядра радиусы атомов при одинаковом числе электронных оболочек уменьшаются. Наибольшими радиусами обладают атомы щелочных металлов. Чем меньше радиус атома, тем больше энергия ионизации, а чем больше радиус атома, тем меньше энергия ионизации. Поскольку атомы металлов обладают наибольшими радиусами атомов, то для них характерны в целом сравнительно низкие значения энергии ионизации и сродства к электрону.

Свободные металлы проявляют исключительно восстановительные свойства.

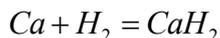
Металлы образуют оксиды  $M_xO_y$ . Например:



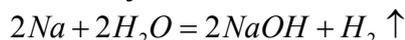
С галогенами образуют галогениды, которые являются солями соответствующих галогенпроизводных кислот:



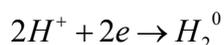
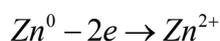
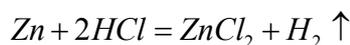
Металлы способные присоединять водород, образуют гидриды. Реакция обычно протекает при температуре 350 – 400°C:



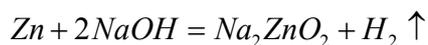
Активные металлы взаимодействуют с водой:



Характерны реакции металлов с кислотами и солями. Если металл взаимодействует с кислотой, анион которой не является окислителем, то функции окислителя выполняет протон кислоты:

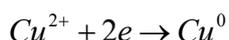
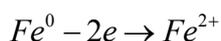
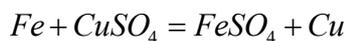


Некоторые металлы, образующие амфотерные оксиды и гидроксиды, вступают в реакцию и со щелочами:



Металлы взаимодействуют с концентрированными серной и азотной кислотами (подробно см. соответствующие главы).

При взаимодействии с водными растворами солей нейтральный атом металла, окисляясь, восстанавливает ион металла из соли:



Реакции протекают в соответствии с положением металлов в электрохимическом ряду напряжений.

### Сплавы

Характерной особенностью металлов является их способность смешиваться друг с другом в расплавленном состоянии и образовывать однородные смеси, однородность сохраняется и после охлаждения. Системы, образующиеся при затвердении расплавленной смеси металлов, называют сплавами. В более широком смысле сплавы можно рассматривать как макроскопически однородные системы, состоящие из двух или нескольких металлов (реже – металлов и неметаллов). Строение сплавов может быть различным. Составные части сплавов могут образовывать твердый раствор, либо макрооднородную механическую смесь, или же химическое соединение (интерметаллические соединения). Образование того или иного типа сплава зависит от активности металлов. Системы в виде твердых растворов образуются между металлами одной и той же группы или же металлами, у которых близкие радиусы атомов.

Химическая связь в сплавах металлическая, благодаря чему они обладают электрической проводимостью и теплопроводностью, металлическим блеском и т.д.

### Лекция 10. ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ЩЕЛОЧНЫХ МЕТАЛЛОВ

Элементы главной подгруппы I группы – литий, натрий, калий, рубидий, цезий и франций – называют щелочными металлами, так как они реагируют с водой, образуя щелочи. На внешней оболочке атомов этих элементов имеется по одному валентному s-электрону, а предвнешние оболочки завершены, поэтому они относятся к элементам s-семейства. Они могут легко отдавать внешние электроны, образуя ионы с устойчивыми конфигурациями благородных газов. Высокая восстановительная активность этих металлов проявляется в очень низких значениях их потенциалов (энергий) ионизации (ПИ) и относительных электроотрицательностей (ОЭО) (табл. 1).

Таблица 1

Некоторые характеристики щелочных металлов

Элемент	Валентная электронная конфигурация	Атомный радиус, нм	Ионный радиус $Me^{1+}$ , нм	ПИ, эВ	ОЭО	$\rho$ , г/см <sup>3</sup>	$T_{пл}$ , °C	$T_{кип}$ , °C
Li	[He]2s <sup>1</sup>	0.155	0.068	5.39	0.95	0.53	180.0	1340.0
Na	[Ne]3s <sup>1</sup>	0.189	0.098	5.14	0.90	0.97	97.8	882.5
K	[Ar]4s <sup>1</sup>	0.236	0.133	4.34	0.80	0.86	63.5	758.5
Rb	[Kr]5s <sup>1</sup>	0.248	0.149	4.18	0.80	1.52	38.7	696.0
Cs	[Xe]6s <sup>1</sup>	0.267	0.165	3.89	0.75	1.89	28.5	678.0

С увеличением радиусов атомов от лития к францию уменьшаются ионизационный потенциал и энергия сродства к электрону, следовательно, легкость отдачи электрона увеличивается. Таким образом, восстановительная способность щелочных металлов увеличивается сверху вниз. С увеличением заряда ядра металлические свойства закономерно возрастают.

#### *Распространенность в природе и получение щелочных металлов*

Наиболее распространенными среди щелочных металлов являются натрий и калий, содержание которых в земной коре составляет в среднем 2,5 – 2,6 % по массе, а лития в 100 раз меньше, чем натрия. Из соединений натрия следует отметить: хлорид натрия (поваренная соль) NaCl, глауберова соль Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> · 10H<sub>2</sub>O, чилийскую селитру NaNO<sub>3</sub>, криолит Na<sub>3</sub>AlF<sub>6</sub>, буру Na<sub>2</sub>B<sub>4</sub>O<sub>7</sub>. Калий встречается в составе таких минералов: сильвин KCl, сильвинит KCl · NaCl, карналлит KCl · MgCl<sub>2</sub> · 6H<sub>2</sub>O. Наиболее распространенными соединениями натрия и калия являются алюмосиликаты.

#### *Физические свойства*

Все щелочные металлы кристаллизуются в объемно-центрированной кубической решетке.

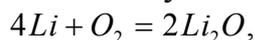
На свежем срезе они имеют белый цвет с серебристым металлическим блеском, который на воздухе быстро исчезает вследствие окисления кислородом

воздуха. Поэтому все щелочные металлы хранят или под слоем керосина, или в атмосфере благородного газа. Они относятся к легким металлам. Очень пластичны и легко режутся ножом. Самым твердым является литий. Характеризуются высокой электрической проводимостью и теплопроводностью.

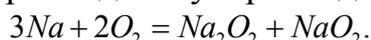
### ***Химические свойства***

Все щелочные металлы горят в атмосфере воздуха, образуя оксиды одного или нескольких типов – нормальные оксиды состава  $Me_2O$ , пероксиды состава  $Me_2O_2$ , супероксиды  $MeO_2$ .

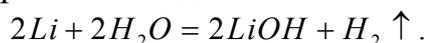
Например, только литий сгорает на воздухе с образованием оксида:



а натрий образует смесь пероксида и супероксида:



Щелочные металлы соединяются с водородом при нагревании и образуют гидриды ЭН (гл. 11), которые по строению кристаллических решеток аналогичны  $NaCl$ . Эти соединения представляют собой белые кристаллические вещества, устойчивые при обычных условиях, и имеют высокие температуры плавления. Расплавы гидридов щелочных металлов проводят электрический ток. При взаимодействии щелочных металлов с водой образуются щелочи и водород. Активность металлов возрастает сверху вниз по группе. Так, литий реагирует с водой относительно медленно, тогда как калий реагирует со взрывом и горит фиолетовым пламенем на поверхности воды.



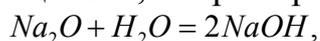
С кислотами все щелочные металлы реагируют со взрывом, поэтому такие реакции специально не проводят. Металлы I группы взаимодействуют с жидким аммиаком или при нагревании в парах аммиака, образуют амиды и водород:



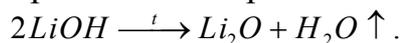
Щелочные металлы способны вступать в реакции и со многими органическими соединениями, образуя большой набор так называемых металлоорганических соединений.

### ***Соединения щелочных металлов***

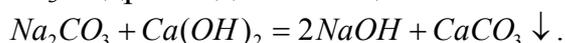
Щелочные металлы образуют оксиды трех типов (см. выше), которые обладают типичными основными свойствами. Оксиды, пероксиды и супероксиды реагируют с водой образуют щелочь, например:



Гидроксиды щелочных металлов устойчивы к нагреванию, за исключением гидроксида лития, который при прокаливании разлагается на оксид и воду:



Гидроксид натрия также получают известковым способом (каустификация соды), т.е. обработкой  $Na_2CO_3$  гидроксидом кальция:



При реакции щелочей с кислотами (реакция нейтрализации) образуются соли – подробно см. гл. 3. Соли натрия и калия являются типичными ионными соединениями и большинство из них легко растворяются в воде.

Соединения калия и натрия окрашивают бесцветное пламя: натрий – в желтый цвет, калий – в фиолетовый, что используется для качественного обнаружения этих элементов.

### **Применение щелочных металлов и их соединений**

Щелочные металлы широко используются в промышленности. Натрий и калий имеют огромное биологическое значение.

Натрий – главный внеклеточный ион, а калий – основной внутриклеточный ион. Их соотношение регулирует осмотическое давление плазмы крови.

Калий принадлежит к числу элементов, необходимых для жизнедеятельности растений, так как регулирует рост, развитие, водно-солевой обмен, азотный обмен и дыхание. Отсутствие или снижение содержания калия в почве приводит к гибели растений. Для пополнения почвы калием обычно применяют калийные удобрения, из которых наиболее важными являются сильвин и сильвинит.

Мировое производство NaOH превышает 30 млн. т в год, он используется для изготовления мыла, синтетических моющих средств, производство искусственного волокна, получения органических соединений, например, фенола. Мировой объем производства соды достигает десятков млн. т в год, только стекольная промышленность потребляет ежегодно около 10 млн. т кальцинированной соды.

## **Лекция 11.**

### **ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ЩЕЛОЧНОЗЕМЕЛЬНЫХ МЕТАЛЛОВ**

Элементы II группы – бериллий, магний, кальций, стронций, барий и радий – составляют главную подгруппу. Бериллий и магний являются типическими и во многом отличаются от остальных элементов подгруппы. По своим свойствам бериллий напоминает алюминий, а магний больше похож на литий. В этом проявляется сходство между элементами, расположенными в ПС элементов Д.И. Менделеева в соседних группах по диагонали (диагональная аналогия). Три элемента – кальций, стронций и барий – щелочно-земельные металлы. В таблице 1 приведены основные свойства элементов II группы.

Таблица 1

Некоторые характеристики металлов II группы

Элемент	Валентная электронная конфигурация	Атомный радиус, нм	Ионный радиус $Me^{2+}$ , нм	ПИ, эВ	ОЭО	$\rho$ , г/см <sup>3</sup>	$T_{пл}$ , °С	$T_{кип}$ , °С
Be	[He]2s <sup>2</sup>	0,113	0,034	9,323	1,5	1,85	1283	2970
Mg	[Ne]3s <sup>2</sup>	0,160	0,074	7,645	1,2	1,74	650	1104
Ca	[Ar]4s <sup>2</sup>	0,197	0,104	6,133	1,0	1,54	847	1470
Sr	[Kr]5s <sup>2</sup>	0,215	0,120	5,695	1,0	2,63	770	1375
Ba	[Xe]6s <sup>2</sup>	0,221	0,138	5,212	0,9	3,76	718	1687

При обычных условиях металлы II группы находятся в кристаллическом состоянии. Бериллий и магний имеют гексагональную плотную упаковку (ГПУ), кальций и стронций – гранцентрированную кубическую упаковку (ГКУ), барий –

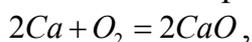
объемно-центрированную кубическую упаковку (ОЦКУ). Металлы II группы тверже и плотнее щелочных. Низкие значения температур плавления и кипения (см. табл. 1) объясняются сравнительно слабыми металлическими связями в кристаллических решетках этих металлов. Температуры плавления и кипения во II группе в отличие от щелочных металлов изменяются немонотонно, что объясняется неодинаковой кристаллической структурой у металлов этой группы.

Естественно все металлы II группы встречаются в природе только в виде соединений, либо в составе минералов, либо в виде ионов в морской воде. Кальций, как и магний, относятся к числу наиболее распространенных элементов. Наиболее распространенными природными соединениями кальция являются: мел, мрамор, известняк, представляющие собой разновидности карбоната кальция  $\text{CaCO}_3$ , гипс  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ , фосфориты  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ , а также различные силикаты.

Свободные металлы получают электролизом расплавов их галогенидов, чаще всего – хлоридов, образующих природные минералы. Например, кальций получают электролизом расплава 6 мас. ч. хлорида кальция и 1 мас. ч. фторида кальция. Присутствие  $\text{CaF}_2$  необходимо для снижения температуры плавления.

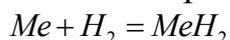
Металлы II группы, также как и щелочные металлы, горят в атмосфере воздуха, образуя оксиды одного или нескольких типов – нормальные оксиды состава  $\text{MeO}$ , пероксиды состава  $\text{MeO}_2$ , супероксиды состава  $\text{MeO}_4$ .

Элементы подгруппы окисляются кислородом. Наличие прочного слоя оксида на поверхности бериллия и магния предохраняет их от дальнейшего окисления, поэтому эти металлы можно хранить на воздухе в обычных условиях. Способность к окислению остальных элементов возрастает от кальция к радью. Кальций взаимодействует с кислородом более энергично, чем магний:



а стронций, барий и радий – еще энергичнее и поэтому их хранят, подобно щелочным металлам, под слоем керосина.

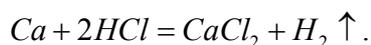
При высоких температурах все металлы, кроме бериллия, окисляются энергично, остальные элементы подгруппы способны окисляться непосредственно водородом с образованием гидридов:



С водой бериллий практически не взаимодействует; магний взаимодействует очень медленно, но с повышением температуры скорость реакции возрастает. Такое поведение бериллия и магния объясняется очень малой растворимостью их гидроксидов. Кальций, стронций и барий реагируют с водой энергично, замещая водород:



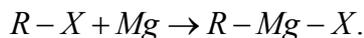
Щелочноземельные металлы также бурно реагируют с кислотами; исключением является бериллий.



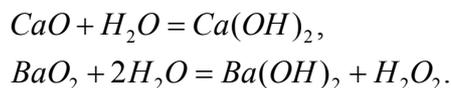
Кальций стронций и барий при взаимодействии с жидким аммиаком или при нагревании в парах аммиака образуют амиды и водород.

Важнейшими из металлоорганических соединений являются магниорганические соединения типа  $\text{R} - \text{Mg} - \text{X}$  ( $\text{R}$  – алкильный или арильный

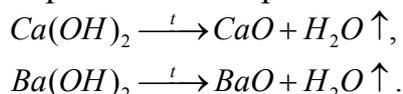
радикал, X – галоген), называемые реактивами Гриньяра. Реактивы Гриньяра получают при добавлении раствора соответствующего галогеналкена в диэтиловом эфире к магниевой стружке, при этом происходит экзотермическая реакция:



Соединения металлов II группы образуют оксиды, обладающие основными свойствами. Оксиды, пероксиды и супероксиды реагируют с водой, образуя щелочь, например:

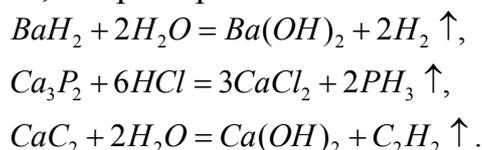


Гидроксиды II группы при прокаливании разлагается на оксид и воду:



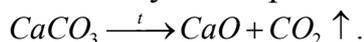
Стоит заметить, что оксид кальция CaO называют негашеной известью, а гидроксид Ca(OH)<sub>2</sub> – гашеной известью.

Гидриды, сульфиды, нитриды, фосфиды и карбиды металлов II группы реагируют с водой и кислотами, например:



Последняя реакция широко используется для получения ацетилена.

Самым важным соединением кальция является его карбонат. Ежегодно добывают десятки млн. т известняка; его используют в строительной промышленности (производство цемента и т.д.), в производстве стали, карбоната натрия, стекла. Карбонат кальция используют в производстве негашеной извести:

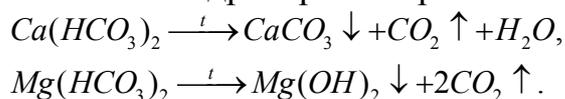


Кальций и магний, наряду с калием и натрием – играют жизненно важную роль в живых организмах и биохимических процессах, протекающих в этих организмах. Все растения и животные содержат эти элементы.

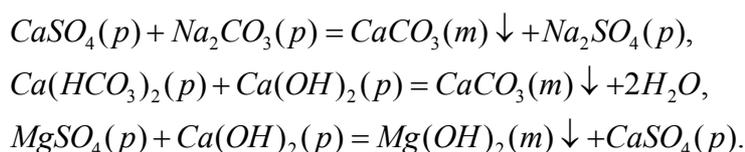
### ***Жесткость воды, её причины и способы устранения***

Под жесткостью воды понимают свойство природной воды, определяемое присутствием в ней в основном растворенных солей кальция и магния. Жесткость воды классифицируют на карбонатную (присутствие гидрокарбонатов магния и кальция) и некарбонатную (присутствие солей сильных кислот – хлоридов или сульфатов кальция и магния). Сумма карбонатной и некарбонатной жесткости определяет общую жесткость.

Карбонатную жесткость называют временной, так как при длительном кипячении воды с такой жесткостью гидрокарбонат разлагается:

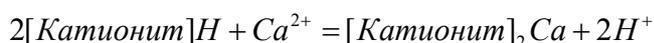


Жесткость воды, обусловленную наличием хлоридов или сульфатов магния и кальция, называют постоянной. Постоянная жесткость может быть устранена химическим путем, например добавлением карбоната или гидроксида кальция:



Для удаления ионов  $Ca^{2+}$  и  $Mg^{2+}$  применяют также фосфаты натрия, буру, карбонат калия и другие соли.

В последние годы широкое распространение получил метод устранения жесткости воды путем ионного обмена. Для этого используют высокомолекулярные органические соединения – иониты, которые обменивают входящие в их состав катионы  $H^+$  или анионы  $OH^-$  на соответствующие ионы, содержащиеся в растворе. Иониты делят на катиониты и аниониты. Для связывания катионов  $Ca^{2+}$  используют катиониты, которые взаимодействуют по схеме:



## Лекция 12.

### ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА АЛЮМИНИЯ И ЕГО СОЕДИНЕНИЙ

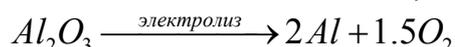
Алюминий – является представителем металлов главной подгруппы III группы ПС Д.И. Менделеева. Свойства его аналогов – галлия, индия и таллия, схожи со свойствами алюминия, так как все эти элементы имеют одинаковую электронную конфигурацию внешнего уровня  $ns^2np^1$  и могут проявлять в возбужденном состоянии степень окисления +3.

Алюминий – самый распространенный в природе металл (общее содержание в земной коре составляет около 9%). В виде свободного металла в природе не встречается. Он входит в состав силикатов (шпаты, слюды), а также глин, образующихся из полевых шпатов при их естественном разрушении. Из соединений алюминия наибольшее значение имеют:  $Al_2O_3$  (корунд, рубин, сапфир, глиноземы), боксит  $Al_2O_3 \cdot H_2O$ , ортоклаз  $KAlSi_3O_{10}$ , альбит  $NaAlSi_3O_{10}$ , криолит  $Na_3AlF_6$ .

### Получение

Современный промышленный способ получения алюминия заключается в электролизе оксида алюминия, который имеет высокую температуру плавления ( $2045^\circ C$ ) и не проводит электрический ток. Поэтому  $Al_2O_3$  растворяют в расплавленном криолите  $Na_3AlF_6$  с одновременной добавкой фторидов ( $CaF_2$ ,  $MgF_2$  или  $AlF_3$ ). Эта смесь плавится при температуре около  $1000^\circ C$ .

При электролизе на катоде выделяется алюминий, а на аноде – кислород:



Выделяющийся кислород взаимодействует с угольным анодом, образуя  $CO$  и  $CO_2$ , так как угольный электрод постоянно расходуется, то его периодически обновляют. Жидкий алюминий собирается на дне электролизера, откуда его периодически выпускают.

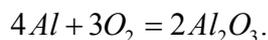
### Физические свойства

Алюминий – серебристо-белый металл, имеющий гранцентрированную решетку. Плотность алюминия  $2,7 \text{ г/см}^3$ . Он относится к легким металлам и

обладает высокой электрической проводимостью, теплопроводностью и прочностью.

### *Химические свойства*

Для алюминия наиболее характерна степень окисления +3. Обладая большим сродством к кислороду, алюминий очень легко окисляется с образованием оксида  $Al_2O_3$ :



В результате такого окисления на воздухе на поверхности алюминия образуется прочная защитная пленка оксида, плотно прилегающая к поверхности металла. Этим объясняется высокая стойкость алюминиевых изделий в атмосферных условиях и по отношению к морской воде и т.д. Пленка оксида предохраняет металл от дальнейшего окисления.

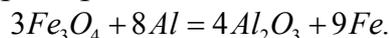
Если снять слой оксида с поверхности металла, то алюминий энергично реагирует с водой, вытесняет водород:



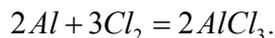
В виде стружек или порошка алюминий ярко горит на воздухе, выделяя большое количество теплоты:



Это обстоятельство используется для получения ряда металлов из их оксидов методом алюмотермии. Так называют восстановление порошкообразным алюминием тех металлов, у которых теплоты образования оксидов меньше теплоты образования  $Al_2O_3$ , например:

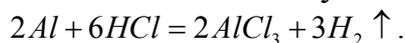


При комнатной температуре алюминий реагирует с галогенами, за исключением иода, образуя соли соответствующих галогенпроизводных кислот, например:



В присутствии воды как катализатора алюминий легко реагирует и с иодом.

В концентрированных азотной и серной кислотах на холоду алюминий пассивируется вследствие образования защитной пленки. С другими же минеральными кислотами алюминий взаимодействует легко, вытесняя водород:



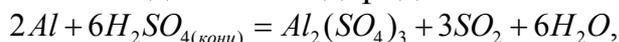
С разбавленной серной кислотой алюминий взаимодействует при легком нагревании, вытесняя водород:



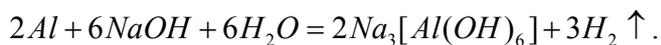
Разбавленная азотная кислота, реагируя с алюминием, восстанавливается до оксида азота (II):



При нагревании алюминий способен восстанавливать концентрированные серную и азотную кислоты без выделения водорода:



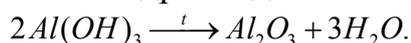
Являясь амфотерным, алюминий легко взаимодействует и с растворами щелочей и карбонатов щелочных металлов с образованием тетра- или гексагидроксиалюминатов:



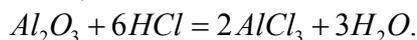
### **Соединения алюминия и их свойства**

Оксид алюминия  $Al_2O_3$  представляет собой белое тугоплавкое вещество, встречается в природе в виде минерала корунда.

В лаборатории оксид алюминия получают, сжигая порошок алюминия в кислороде или при прокаливании его гидроксида:



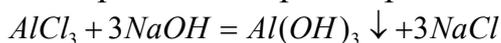
Оксид алюминия нерастворим в воде. Имеет амфотерный характер, причем основные свойства более выражены, чем кислотные:



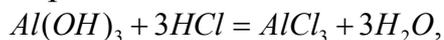
С растворами щелочей образует гидроксиалюминаты:



Гидроксид алюминия  $Al(OH)_3$  – полимерное соединение, имеющее слоистую кристаллическую решетку.  $Al(OH)_3$  может быть в двух видоизменениях: в кристаллической форме или в аморфной – в виде белого студенистого осадка, получаемого при соосаждении гидроксида из растворов солей алюминия:



$Al(OH)_3$  практически нерастворим в воде и является типичным амфотерным гидроксидом. Взаимодействуя с кислотами, он образует соли, в которых алюминий является катионом. Под действием щелочей образуются алюминаты – комплексные соединения, в которых алюминий входит в состав аниона:



Из гидроксида алюминия можно получить практически все соли алюминия.

Из кислых растворов соли алюминия кристаллизуются в виде кристаллогидратов, например  $AlCl_3 \cdot 6H_2O$ ,  $KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$  и т.д.

### **Применение**

Важнейшая область применения алюминия – производство легких сплавов на его основе. Алюминий широко используют в качестве легирующих добавок в сплавах на основе меди, магния, титана, никеля, цинка и железа. Он используется в транспортном машиностроении, например, для конструирования самолетов, судов и автомобилей. В виде чистого металла алюминий используют для изготовления химической аппаратуры, электрических проводов. Алюминиевая фольга используется для изготовления конденсаторов. В быту он используется в качестве материала для кухонной посуды и в виде фольги для хранения пищевых продуктов.

Многие соли алюминия имеют практическое значение. Так, например, безводный  $AlCl_3$  применяют в качестве катализатора при получении толуола по реакции Фриделя-Крафтса. Широко используются двойные соли алюминия – квасцы, имеющие общую формулу  $M(I)Al(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$ . Здесь  $M(I)$  –

однозарядный ион типа  $\text{Na}^+$ ,  $\text{K}^+$  или  $\text{NH}_4^+$ .  $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$  применяют как дубитель в кожевенно-обувной промышленности. В медицине применяют для прижиганий и как кровоостанавливающее средство.

### Лекция 13. ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ПЕРЕХОДНЫХ МЕТАЛЛОВ ЖЕЛЕЗО. ХРОМ. МАРГАНЕЦ. МЕДЬ. ЦИНК

Понятие переходный металл обычно используют для обозначения любого из d- или f-элементов. Эти элементы действительно занимают переходное положение между электроположительными s-элементами и электроотрицательными p-элементами. Если дать более строгое определение, то переходными металлами называются элементы с валентными d- или f-электронами.

d-Элементы характеризуются внутренним заполнением d-орбиталей, так как s-орбиталь их внешней оболочки заполнена уже до заполнения d-орбитали (согласно правилу Клечковского). Химические свойства этих элементов характеризуются участием в реакциях электронов обеих указанных выше оболочек.

Первый переходный ряд включает 10 d-элементов от скандия до цинка. Он характеризуется заполнением внутренней 3d-орбитали у этих элементов. Стоит отметить две аномалии в заполнении орбитали: хром и медь имеют на 4 s-орбиталях всего по одному электрону. Это связано с тем, что полузаполненный или заполненный d-оболочки обладают большей устойчивостью, чем частично заполненные. В атоме хрома на каждой из пяти 3d-орбиталей, образующих 3d-оболочку, имеется по одному электрону. Такая оболочка является полузаполненной. У меди на каждой из пяти 3d-орбиталей находится по паре электронов, т.е. оболочка является полностью заполненной. Электронные конфигурации некоторых элементов приведены в таблице 1.

Все d-элементы являются металлами. По сравнению с s-металлами их прочность значительно выше. В частности для них характерны свойства: высокий предел прочности на разрыв; тягучесть; ковкость. Многие из них имеют металлический блеск. Для d-элементов характерны высокие температуры плавления и кипения. Твердость и высокие температуры плавления и кипения объясняются прочными металлическими связями в этих элементах (сравните энергии связи s-металлов и d-металлов). Это связано с тем, что металлы первого переходного ряда используют для образования связей одновременно 3d- и 4s-электроны. Плотность d-элементов значительно выше по сравнению с другими металлами, что связано с сравнительно малыми радиусами их атомов.

Таблица 1

Физические свойства некоторых d-элементов

Элемент	Электронная конфигурация	Атомный радиус, нм	ПИ, эВ	ОЭ О	Энергия связи, эВ	$\rho$ , г/см <sup>3</sup>	$t_{\text{пл}}$ , °С	$t_{\text{кип}}$ , °С
Cr	$[\text{Ar}] 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$	0,125	6,77	1,6	4,11	7,19	1857	2672

Mn	$[\text{Ar}] 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$	0,124	7,44	1,5	2,91	7,44	1244	1962
Fe	$[\text{Ar}] 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$	0,124	7,87	1,8	4,31	7,87	1535	2750
Cu	$[\text{Ar}] 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$	0,128	7,73	1,9	3,51	8,96	1083	2567
Zn	$[\text{Ar}] 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$	0,133	9,39	1,7	1,35	7,13	420	907

Все d-элементы являются металлами. По сравнению с s-металлами их прочность значительно выше. В частности для них характерны свойства: высокий предел прочности на разрыв; тягучесть; ковкость. Многие из них имеют металлический блеск. Для d-элементов характерны высокие температуры плавления и кипения. Твердость и высокие температуры плавления и кипения объясняются прочными металлическими связями в этих элементах (сравните энергии связи s-металлов и d- металлов). Это связано с тем, что металлы первого переходного ряда используют для образования связей одновременно 3d- и 4s-электроны. Плотность d-элементов значительно выше по сравнению с другими металлами, что связано с сравнительно малыми радиусами их атомов.

d-Элементы – хорошие проводники электрического тока, особенно те, в атомах которых имеется только один внешний s-электрон.

Кристаллизуются d-элементы в нескольких формах. Сравнительно мягкие металлы, такие как медь, кристаллизуются в решетке по типу гранцентрированная кубическая упаковка (ГКУ). Более твердые металлы, например, хром, кристаллизуются по типу ОЦКУ. Железо кристаллизуется в решетке как по типу ГКУ, так и ОЦКУ.

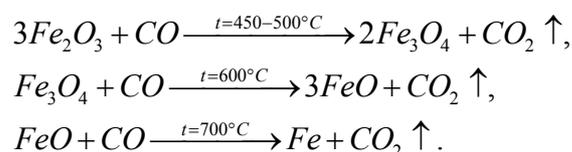
d-Элементы и их соединения имеют характерные свойства: переменные степени окисления, способность к образованию комплексных ионов, образование окрашенных соединений, способность катализировать реакции (каталитическая активность). Здесь стоит отметить, что цинк по своим физическим и химическим свойствам нельзя отнести к переходным металлом. Он является исключением.

Электроотрицательность и энергия ионизации металлов первого переходного ряда возрастают в направлении от хрома к цинку, следовательно, металлические свойства элементов постепенно ослабевают в этом направлении. Такое изменение их свойств проявляется и в последовательном возрастании окислительно-восстановительных потенциалов с переходом от отрицательных к положительным значениям.

Ниже мы обсудим свойства наиболее важных металлов переходного ряда (Fe, Cr, Mn, Cu) и, несмотря на сделанное уточнение, цинка.

### ***Железо и его соединения***

Для извлечения железа из руд его оксиды восстанавливают в присутствии кокса и известняка. Весь процесс осуществляется в доменных печах (домнах). Схематично процесс можно представить следующим образом:



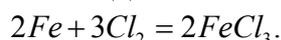
Железо относится к металлам со средней активностью. При комнатной температуре очень медленно окисляется кислородом воздуха, однако накалившееся железо легко сгорает с образованием смешанного оксида железа (II, III), называемого окалиной:



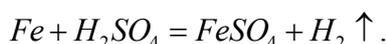
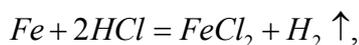
На воздухе в присутствии влаги железо ржавеет:



С галогенами оно образует галогениды железа (III):

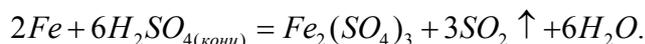
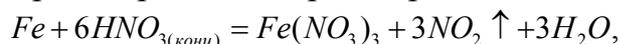


Взаимодействуя с соляной и разбавленной серной кислотами, образует соли железа (II):



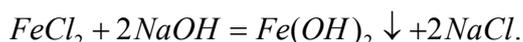
Окисление слабыми окислителями приводит к образованию  $Fe^{2+}$ , а сильные окислители переводят его в  $Fe^{3+}$ .

Концентрированные кислоты – окислители ( $HNO_3$ ,  $H_2SO_4$ ) пассивируют железо на холоде, однако растворяют его при нагревании:



Растворимые соли железа в воде гидролизуются и дают кислую реакцию, поскольку гидроксиды железа (II) и (III) в воде не растворимы.

Гидроксид железа (II) получают действием раствора щелочи на соли железа (II) без доступа воздуха:



$Fe(OH)_2$  – осадок белого цвета; в присутствии воздуха он быстро превращается в гидроксид железа (III) в виде красно-коричневого осадка:



Гидроксид железа (III) обладает амфотерными свойствами. При нагревании он способен растворяться в щелочах с образованием анионных комплексных соединений железа (III), например, гексагидроферрата (III):



Характерны также комплексные соли железа: гексацианоферрат (II) калия  $K_4[Fe(CN)_6]$  – желтая кровавая соль и гексацианоферрат (III) калия  $K_3[Fe(CN)_6]$  – красная кровавая соль. Данные соединения являются реактивами для качественного определения ионов  $Fe^{3+}$  и  $Fe^{2+}$  соответственно.

Добавление раствора гексацианоферрата (II) к растворам, в которых содержатся ионы железа  $Fe^{3+}$ , вызывает образование темно-синего осадка, называемого берлинской лазурью:



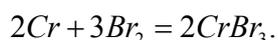
При добавлении раствора гексацианоферрат (III) к растворам, содержащим ионы железа  $Fe^{2+}$ , так же образуется осадок темно-синего цвета, и его называют турнбуллевой синью:



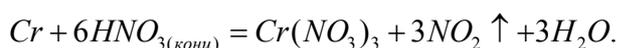
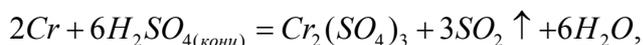
Железо играет исключительно важную биологическую роль, так как входит в состав гемоглобина и некоторых ферментов. Нехватка в организме железа приводит к таким заболеваниям, как анемия и малокровие.

### **Хром и его соединения**

Хром – твердый голубовато-белый металл. При высоких температурах горит в кислороде с образованием оксида хрома (III), реагирует с парами воды, с галогенами образует галогениды состава  $CrHal_3$ :



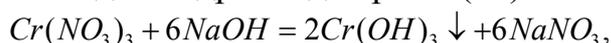
Как и алюминий, хром пассивируется холодными концентрированными кислотами  $H_2SO_4$  и  $HNO_3$ . Однако при сильном нагревании эти кислоты растворяют хром:



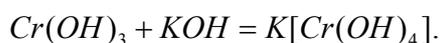
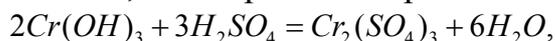
При комнатной температуре хром растворяется в разбавленных кислотах ( $HCl$ ,  $H_2SO_4$ ) с выделением водорода образуя соли хрома (II), по своим свойствам соли хрома (II) похожи на соли железа (II). Обработывая их растворами щелочей, получают желтый осадок гидроксида хрома (II):



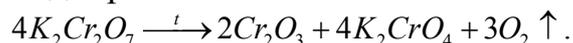
Соли хрома (III) сходны с солями алюминия. При действии щелочей на соли  $Cr^{3+}$  выпадает студенистый осадок гидроксида хрома (III) зеленого цвета:



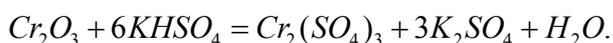
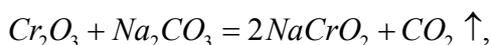
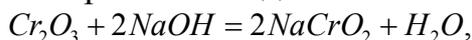
обладающий амфотерными свойствами. Он растворяется как в кислотах с образованием солей хрома (III), так и в щелочах с образованием тетрагидроксихромитов, т.е. солей, в которых ион хрома входит в состав аниона:



В результате прокаливания  $Cr(OH)_3$  получают оксид  $Cr_2O_3$ , это зеленые кристаллы не растворимые в воде. Другой способ получения этого оксида заключается в прокаливании дихроматов калия и аммония:

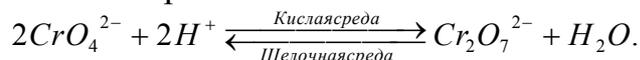


При сплавлении  $Cr_2O_3$  со щелочами, содой и кислыми солями получают соединения хрома (III), растворимые в воде:



Наиболее важными соединениями хрома в высшей степени окисления +6 являются оксид хрома (VI)  $CrO_3$ , хромат (VI) калия  $K_2CrO_4$  и дихромат (VI) калия  $K_2Cr_2O_7$ .

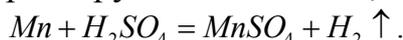
Оксид хрома (VI) является ангидридом хромовой  $H_2CrO_4$  и дихромовой  $H_2Cr_2O_7$  кислот, представляет собой ярко-красные кристаллы, растворимые в воде. В кислой среде ион  $CrO_4^{2-}$  превращается в ион  $Cr_2O_7^{2-}$ , в щелочной среде эта реакция протекает в обратном направлении:



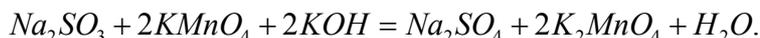
### **Марганец и его соединения**

Марганец - твердый металл серого цвета. В соединениях он проявляет степени окисления +2,+4,+6 и +7. Чем выше степень окисления, тем более ковалентны соответствующие соединения, тем выше кислотность его оксидов.

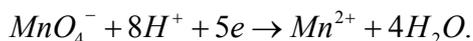
Металлический марганец реагирует с кислотами, образуя соли марганца (II):



Оксид марганца (VI)  $MnO_2$  имеет коричнево-черный цвет, нерастворим в воде, является сильным окислителем. Соединения марганца (VI) малоустойчивы, однако наиболее известное из них – манганат калия  $K_2MnO_4$  – устойчив в щелочной среде. Он образуется при восстановлении перманганата в щелочной среде:



Высшую степень окисления +7 марганец имеет в перманганате калия  $KMnO_4$ . Это – растворимая в воде соль фиолетового цвета, сильнейший окислитель. В кислой среде он восстанавливается до ионов  $Mn^{2+}$ :

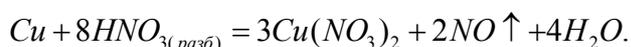
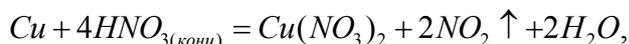


В щелочной среде – до  $K_2MnO_4$ , а в нейтральной среде – до  $MnO_2$ :



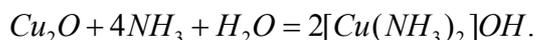
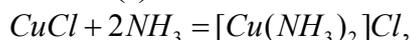
### **Медь и ее соединения**

Медь представляет собой мягкий металл красно-желтого цвета, обладающий наименьшей химической активностью из рассмотренных выше переходных металлов, которые вытесняют медь из растворов её солей. Медь не реагирует с соляной и разбавленной серной кислотами и растворяется только в кислотах – окислителях:



Медь образует соединения со степенями окисления +1. +2, из которых последние более устойчивые. Одновалентная медь образует нерастворимые соли ( $CuCl$ ,  $Cu_2S$ ) и растворимые комплексы типа  $[Cu(NH_3)_2]^+$ .

Хлорид меди (I) растворяется в концентрированном растворе аммиака с образованием комплексной соли хлорида диаминмеди (I)  $[Cu(NH_3)_2]Cl$ ; так же в аммиаке растворяется оксид меди (I):



Ионы меди  $Cu^{2+}$  в водном растворе существуют в виде комплексов гексааквамеди (II)  $[Cu(H_2O)_6]^{2+}$ , придающий раствору сине-голубую окраску. При

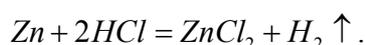
добавлении щелочи к такому раствору образуется голубой осадок гидратированного гидроксида меди (II):



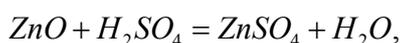
Изменение окраски соединений меди при переходе из степени окисления +2 в степень окисления +1 используется в органической химии для качественного анализа. Например, свежесосажденный  $Cu(OH)_2$  голубого цвета восстанавливается альдегидами или углеводами (глюкозой) в желтый осадок гидроксида меди (I); последний даже при слабом нагревании распадается на воду и оранжевый оксид  $Cu_2O$ .

### ***Цинк и его соединения***

Цинк – металл серебристо-белого цвета. Для него характерно проявление только одной степени окисления +2. Цинк часто используют для получения водорода в лабораторных условиях, который выделяется при взаимодействии цинка с соляной кислотой:

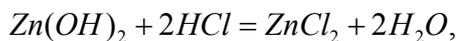


Оксид цинка  $ZnO$  проявляет амфотерные свойства, реагируя как с кислотами, так и с основаниями:



В последней реакции образуется анионный комплекс тетрагидроксицинката натрия.

Гидроксид цинка нерастворим в воде, также проявляет амфотерные свойства и растворяется в кислотах и щелочах:



## Материалы тестовых заданий

### Элементы I группы ПС

- Какие соли щелочных металлов мало растворимы?  
1)  $\text{Li}_3\text{PO}_4$ , 2)  $\text{Na}_2\text{S}$ , 3)  $\text{K}_2\text{CO}_3$ , 4)  $\text{CsNO}_3$ , 5)  $\text{KClO}_4$ .
- Какая из приведенных ниже формул отвечает комплексному гидроксиду тетраамминмеди (II)?  
1)  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)](\text{OH})_2$ ; 2)  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$ ; 3)  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_3](\text{OH})_2$ ;  
4)  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$ ; 5)  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{OH}$ .
- Определите коэффициенты в уравнении реакции и укажите, какой теоретический объем при нормальных условиях займет NO при растворении 10,8 г серебра в азотной кислоте:  
$$\text{Ag} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{AgNO}_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$$
  
2) 22,4 л; 2) 11,2 л; 3) 0,75 л; 4) 7,47 л; 5) 5,6 л.

### Элементы II группы ПС

- Укажите тип гибридизации орбиталей атома Be в молекуле  $\text{BeCl}_2$ .  
2)  $sp^3$ , 2)  $sp^2$ , 3)  $sp$ , 4)  $spd^2$ , 5) нет гибридизации.
- Укажите, в растворах каких веществ будет растворяться  $\text{Be}(\text{OH})_2$ .  
2)  $\text{KCl}$ , 2)  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ , 3)  $\text{KOH}$ , 4)  $\text{HCl}$ , 5)  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ .
- Каково значение pH в растворе нитрата цинка?  
1)  $<7$ ; 2)  $\approx 7$ ; 3)  $\approx 10$ ; 4)  $\approx 12$ ; 5)  $\approx 14$ .

### Элементы III группы ПС

- Какому типу гибридизации отвечает молекула  $\text{BF}_3$ , если она имеет треугольную геометрическую форму?  
1)  $sp^1$ , 2)  $sp^3$ , 3)  $sp^2$ , 4)  $p^3$ , 5) нет гибридизации.
- В виде какого соединения получится бор при его взаимодействии с концентрированной азотной кислотой?  
1)  $\text{B}(\text{NO}_3)_2$ , 2)  $\text{B}_2\text{O}_3$ , 3)  $\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$ , 4)  $\text{H}_3\text{BO}_3$ , 5)  $\text{HBO}_2$ .
- Действием какого вещества можно перевести ионы  $[\text{Al}(\text{OH})_6]^{3-}$  в  $\text{Al}(\text{OH})_3$ ?  
1)  $\text{NaOH}$ , 2)  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , 3)  $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ , 4)  $\text{H}_2\text{O}$ , 5)  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ .

### Элементы IV группы ПС

- К растворам данных солей прилили хлороводородную кислоту. В каком случае выпал осадок?  
1)  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , 2)  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$ , 3)  $\text{Sn}(\text{NO}_3)_2$ , 4)  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ , 5)  $\text{GeCl}_2$ .
- Определите коэффициент при гидроксиде натрия в реакции:  
$$\text{SnCl}_2 + \text{NaOH} + \text{Bi}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{Na}_2[\text{Sn}(\text{OH})_6] + \text{Bi} + \text{NaNO}_3 + \text{NaCl}$$
  
3) 6, 2) 12, 3) 18, 4) 24, 5) 4.
- Какой из указанных оксидов обладает наиболее основными свойствами?  
4) 1)  $\text{SnO}$ , 2)  $\text{GeO}$ , 3)  $\text{GeO}_2$ , 4)  $\text{PbO}_2$ , 5)  $\text{PbO}$

### Элементы V группы ПС

- В водном растворе какого из указанных веществ при одинаковой молярной концентрации и одинаковой температуре pH имеет наименьшее значение?  
1)  $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$ ; 2)  $\text{SbCl}_3$ ; 3)  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ ; 4)  $\text{AsCl}_3$ ; 5)  $\text{PCl}_3$ .
- Определите сумму всех коэффициентов правой и левой частей в реакции:  
$$\text{Bi}_2\text{S}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Bi}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$$
  
1) 48; 2) 18; 3) 72; 4) 12; 5) 62.
- Какому элементу соответствует окончание электронной формулы:  
...  $5d^3 6s^2$ ?  
1) Nb; 2) Ta; 3) V; 4) Sb; 5) As.

### Элементы VI группы ПС

1. К растворам данных солей прилили кислоту. В каких случаях наблюдается выделение газа?  
1)  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ , 2)  $\text{CuSO}_4$ , 3)  $\text{Na}_2\text{S}$ , 4)  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ , 5)  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ .
2. Указать тип гибридизации орбиталей Se в молекуле  $\text{H}_2\text{Se}$ :  
1)  $sp$ , 2)  $sp^2$ , 3)  $sp^3$ , 4)  $sp^2d^3$ , 5) нет гибридизации.
3. Какая электронная конфигурация соответствует атому молибдена в степени окисления +5?  
1) ...  $4d^35s^0$ ; 2) ...  $4d^55s^1$ ; 3) ...  $3d^34s^0$ , 4) ...  $4d^15s^0$ ; 5) ...  $4d^25s^0$ .

### Элементы VII группы ПС

1. Действием какого реактива можно разделить  $\text{AgI}$  и  $\text{AgCl}$ , находящиеся в смеси?  
1)  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ; 2)  $\text{HNO}_3$ ; 3)  $\text{NH}_3$  раствор; 4)  $\text{KBr}$ ; 5)  $\text{KOH}$ .
2. Указать число электронов на уровне  $n=3$  атома марганца:  
1) 7, 2) 10, 3) 8, 4) 13, 5) 18.
3. Чему равен коэффициент при серной кислоте в реакции  
 $\text{KMnO}_4 + \text{CaS} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{CaSO}_4 + \text{S} + \text{H}_2\text{O} + \text{K}_2\text{SO}_4$   
2) 4, 2) 8, 3) 16, 4) 24, 5) 36.

### Элементы VIII группы ПС

1. Закончите уравнение реакции:  $\text{FeSO}_4 + \text{KIO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \dots$   
Чему равна сумма коэффициентов правой части уравнения?  
1) 15; 2) 8; 3) 11; 4) 13; 5) 5.
2. Какой из гидроксидов является наиболее сильным окислителем?  
1)  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ ; 2)  $\text{Co}(\text{OH})_3$ ; 3)  $\text{FeOOH}$ ; 4)  $\text{Co}(\text{OH})_2$ ; 5)  $\text{Ni}(\text{OH})_3$ .
3. В какой реакции соединение железа (III) является восстановителем?  
1)  $\text{FeOOH} + \text{KI} \rightarrow \dots$ , 3)  $\text{FeOOH} + \text{KOH}$  (конц.)  $\rightarrow \dots$ ,  
2)  $\text{FeCl}_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \dots$ , 4)  $\text{FeCl}_3 + \text{Br}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \dots$ ,  
5)  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{NaOH} \rightarrow \dots$

## **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.	Химия элементов. Практикум: учеб. пособие	Учебное пособие	О.В. Артамонова, Е.А. Хорохордина	2011	Библиотека Воронежского ГАСУ, 100 экз.
2.	Начала химического эксперимента	Метод. указания к выполнению практических работ	О.В. Артамонова, Е.А. Хорохордина	2012	Библиотека Воронежского ГАСУ, 50 экз.
3.	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.
4.	Строение вещества <i>№ 794а</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.
5.	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.
6.	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)

### Неорганическая 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	Отношение числа молекул, которые продиссоциировали на ионы, к общему числу молекул электролита: $\alpha = \frac{N_{\text{продиссоциировавших молекул}}}{C_M (\text{раствора})}$ 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.
· константа	Применима 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: $\text{HNO}_2 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{NO}_2^-$ и <b>константой равновесия</b> : $K = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{NO}_2^-]}{[\text{HNO}_2]} = 4 \cdot 10^{-4}$ Чем меньше величина константы диссоциации, тем более слабым является электролит
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	Тепловой эффект химического процесса ( $\Delta_r H$ ) равен разности между суммами энтальпий образования продуктов реакции и исходных веществ: $\Delta_r H = \sum \nu \cdot \Delta_f H_{\text{(продуктов реакции)}} - \sum \nu \cdot \Delta_f H_{\text{(исходных веществ)}}$ где $\nu$ – стехиометрические коэффициенты в уравнении реакции

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 подболочки 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: $\text{CaO}_{(\text{кр})} + \text{SiO}_{2(\text{кр})} \rightarrow \text{CaO} \cdot \text{SiO}_{2(\text{кр})}, \Delta_r H^0 = -89,1 \text{ кДж}$
· эндотермические	Происходят с поглощением теплоты. Тепловой эффект таких реакций положительный, например: $\text{CaCO}_{3(\text{кр})} = \text{CaO}_{(\text{кр})} + \text{CO}_{2(\text{г})}, \Delta_r H^0 > 0$
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**

### **Неорганическая 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**

### **Неорганическая 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

### Неорганическая 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

### Неорганическая химия

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

1. Водород-первый элемент Периодической системы. Изотопы. Атомарный и молекулярный водород. Физические и химические свойства водорода. Гидриды. Получение и применение водорода. Вода. Перекись водорода.
2. Элементы 1-й группы: литий, натрий, калий, рубидий, цезий и франций. Подгруппа меди.
3. Элементы 2-й группы: бериллий, магний, кальций, стронций, барий. Подгруппа цинка.
4. Элементы 3-й группы: бор, алюминий, галлий, индий, таллий. Получение, особенности строения и свойства  $B_2O_3$  и борных кислот. Аналогия в строении и свойствах соединений. Подгруппа скандия и РЗЭ.
5. Элементы 4-й группы: углерод, кремний, германий, олово, свинец. Подгруппа германия. Подгруппа титана.
6. Элементы 5-й группы: азот, фосфор, мышьяк, сурьма, висмут. Подгруппа мышьяка. Подгруппа ванадия.
7. Элементы 6-й группы: кислород, сера, селен, теллур, полоний. Халькогены. Подгруппа хрома.
8. Элементы 7-й группы: фтор, хлор, бром, иод. Подгруппа марганца.
9. Элементы 8-й группы: благородные газы. Металлы триады железа. Платиновые металлы.
10. Радиоактивные и синтезированные элементы
11. Радиоактивные аналоги стабильных элементов периодической системы. Металлы семейства актиноидов. Трансактиноиды.

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

## **ПЕРЕЧЕНЬ ТЕМ РЕФЕРАТОВ**

### **Неорганическая химия**

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

- 1 Адсорбенты и ионные обменники в процессах очистки природных и сточных вод
- 2 Азотная кислота
- 3 Благородные газы
- 4 Коксохимическое производство
- 5 Коррозия и методы защиты
- 6 Коррозия металлов
- 7 Круговорот азота в природе
- 8 Лакокрасочные составы и покрытия
- 9 Медные сплавы
- 10 Моделирование процессов разряда-ионизации серебра на поверхности твердого электрода
- 11 Монокристаллический кремень
- 12 Неметаллы
- 13 Неорганические аниообменники, синтезированные на основе гидроксидов металлов
- 14 Основы процесса электролиза
- 15 Получение серной кислоты путем гидратации оксида серы

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

## **ТЕМАТИКА ДОМАШНИХ ЗАДАНИЙ**

### **Неорганическая химия**

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

1. Водород, пероксид водорода, кислород
2. Элементы 1-й группы
3. Элементы 2-й группы
4. Элементы 3-й группы
6. Элементы 4-й группы
7. Элементы 5-й группы
8. Элементы 6-й группы
9. Элементы 7-й группы
10. Элементы 8-й группы
11. Радиоактивные элементы

## КАРТА ОБЕСПЕЧЕННОСТИ ДИСЦИПЛИНЫ ЛИТЕРАТУРОЙ

### Неорганическая химия

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

№ п/п	Наименование дисциплины	Кол-во обучающихся, изучающих дисциплину	Полное библиографическое описание издания	Кол-во экземпляров
Основная литература				
1.	неорганическая химия	10	Коровин Н.В. Общая химия: учеб. для технических направ. и спец. вузов. – М.: Высш. шк., 2008. – 558 с.	700
2.	неорганическая химия	10	Глинка Н.Л. Общая химия / Н.Л. Глинка. – М.: КНОРУС, 2010. – 752 с.	700
3.	неорганическая химия	10	Химия элементов. Практикум: учеб. пособие / О.В. Артамонова, Е.А. Хорохордина ; Воронеж. гос. арх.-строит. ун-т; сост. – Воронеж, 2011. – 90 с.	100
4.	неорганическая химия	10	Начала химического эксперимента: метод. указания к выполнению практических работ для бакалавров, обучающихся по направлению 020900.62 (511700) «Химия, физика и механика материалов» / Воронежский ГАСУ; сост.: О.В. Артамонова, Е.А. Хорохордина. – Воронеж, 2012. – 37 с.	50
Дополнительная литература				
5.	неорганическая 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

6.	неорганическая 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. Барсукова, Г.Ю. Вострикова. – Воронеж, 2008. – 39 с. <i>№438</i>	350
7.	неорганическая 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. <i>№ 913</i>	350
8.	неорганическая 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. <i>№ 794a</i>	350