



Ооржак У.С., Кашкак Е.С.

# НЕОРГАНИЧЕСКАЯ И АНАЛИТИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Кызыл  
2020

ТУВИНСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ

**Ооржак У.С., Кашкак Е.С.**

# **НЕОРГАНИЧЕСКАЯ И АНАЛИТИЧЕСКАЯ ХИМИЯ**

*Учебно-методическое пособие*

КЫЗЫЛ  
2020

УДК: 546 : 543  
ББК: Гя73  
О-59

Печатается по решению Учебно-методического совета Тувинского государственного университета.

**Ооржак, У.С.**

Неорганическая и аналитическая химия : учебно-методическое пособие / У. С. Ооржак, Е. С. Кашкак. – Кызыл : Изд-во ТувГУ, 2020. – 98 с. – Текст: непосредственный.

Учебно-методическое пособие предназначено для организации самостоятельной работы студентов сельскохозяйственного факультета очной и заочной формы обучения. Пособие содержит отдельные теоретические основы неорганической и аналитической химии, знание которых необходимо при выполнении практических заданий, способы решения ряда расчетных задач, а также методические указания к лабораторным работам.

Рецензенты:

Кендиван О.Д.-С., к.х.н., доцент кафедры химии  
Куликова М.П., к.х.н., с.н.с. ТуВИКОПР СО РАН

## СОДЕРЖАНИЕ

Введение.....	4
Глава 1. Классы неорганических соединений.....	5
1.1. Степень окисления элемента.....	5
1.2. Общая классификация неорганических веществ. Оксиды.....	7
1.3. Основания.....	12
1.4. Кислоты.....	14
1.5. Соли.....	18
1.6. Генетические связи между классами неорганических соединений.....	22
1.7. Правила техники безопасности в химической лаборатории.....	25
1.8. Лабораторная работа 1. Техника химического эксперимента.....	26
1.9. Лабораторная работа 2. Получение оксидов и изучение их свойств.....	34
1.10. Лабораторная работа 3. Получение оснований и изучение их свойств.....	37
1.11. Лабораторная работа 4. Изучение свойств кислот.....	42
1.12. Лабораторная работа 5. Получение солей и изучение их свойств.....	44
Глава 2. Основные понятия химии.....	47
2.1. Строение атома.....	47
2.2. Периодический закон и периодическая система Д.И. Менделеева.....	53
2.3. Химическая связь.....	56
2.4. Лабораторно-практическая работа 6. Строение атома. Химическая связь.....	60
Глава 3. Качественный анализ.....	62
3.1. Кислотно-основная классификация катионов и анионов.....	62
3.2. Расчеты в качественном анализе.....	64
3.3. Лабораторная работа 7. Частные реакции катионов I – III группы.....	68
3.4. Лабораторная работа 8. Частные реакции катионов IV – VI группы.....	72
3.5. Лабораторная работа 9. Частные реакции анионов I – III группы.....	77
Глава 4. Количественный анализ.....	80
4.1 Титриметрический анализ.....	80
4.2. Расчеты в количественном анализе.....	81
4.3. Кислотно-основное титрование.....	82
4.4. Окислительно-восстановительное титрование.....	85
4.5. Комплексонометрия.....	88
4.6. Лабораторная работа 10. Определение содержания гидроксида натрия в растворе неизвестной концентрации.....	90
4.7. Лабораторная работа 11. Установка титра раствора перманганата калия по щавелевой кислоте.....	92
4.8. Лабораторная работа 12. Определение общей жесткости воды.....	94
Список литературы.....	97

## Введение

Химия составляет теоретическую основу биологических и агрономических наук. Химические знания необходимы для понимания вопросов почвоведения, агрономической химии, физиологии растений, микробиологии и химической защиты растений. Изучение химии позволяет получить современное научное представление о материи и формах ее движения, веществе как одном из видов движущейся материи, механизме превращения химических соединений, свойствах материалов и их применении.

Целью учебной дисциплины «Неорганическая и аналитическая химия» является изучение строения атома, химической связи, свойств химических элементов, химических реакций, получения и превращении веществ и методов химического анализа. Изучение химии будущими специалистами позволяет создать прочный фундамент для дальнейшего освоения сельскохозяйственных наук и завершает цикл общеобразовательных дисциплин. В данном учебно-методическом пособии студентам предлагается теоретический минимум по разделам неорганической и аналитической химии.

Основным видом учебных занятий студентов очной, так и заочной форм обучения является самостоятельная работа над учебным материалом. В пособии представлены теоретические основы по основным разделам дисциплины, что позволит самостоятельно и качественно выполнить задания.

Студентам необходимо прочно усвоить основные законы и теории химии, овладеть техникой химических расчетов, выработать навыки самостоятельного выполнения химических экспериментов и обобщения наблюдаемых фактов.

После прохождения курса студент должен знать: основные понятия и законы стехиометрии; строение атома, распространение химических элементов в природе и их свойства в связи с положением элемента в Периодической системе Д.И. Менделеева; критерии осуществимости химических реакций; основные схемы анализа сложных смесей, используя качественные реакции разделения и обнаружения. Студент должен уметь: составлять формулы неорганических веществ и уравнения химических реакций; выполнять подготовительные и основные операции при проведении химического эксперимента; производить стехиометрические и термодинамические расчеты; анализировать свойства химических соединений; проводить простые химические эксперименты и оформлять их результаты; проводить качественный анализ и определять содержание веществ в исследуемом образце с помощью методов количественного анализа. В результате изучения данного курса студент должен уметь выполнять основные операции анализа, пользоваться аппаратурой и приборами, необходимыми для анализа. Будущий специалист должен ознакомиться с применением химических и физико-химических методов анализа при агроэкологических и биохимических исследованиях.

# 1. КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

## 1.1. Степень окисления элемента

**Степень окисления** – условный заряд атома в соединении, вычисленный на основе предположения, что все связи в молекуле носят ионный характер.

Степень окисления может иметь положительное, отрицательное или нулевое значение.

Степень окисления в простых веществах равно нулю:

Степень окисления атомов в простых веществах равна нулю												
0	0	0	0	0	0	0	0	0	0	0	0	0
O <sub>2</sub>	N <sub>2</sub>	H <sub>2</sub>	Cl <sub>2</sub>	F <sub>2</sub>	Br <sub>2</sub>	I <sub>2</sub>	O <sub>2</sub>	Cu	Fe	S	P	As

Степень окисления атома в сложном веществе может быть постоянной и переменной (табл. 1).

Таблица 1

Степени окисления элементов

Металлы			Неметаллы		
Номер группы	Элементы	Степени окисления	Номер группы	Элементы	Степени окисления
IA	Все элементы	+ 1, 0	IVA	C (в органике: – 4 до + 4) Si	+ 4, + 2, 0, – 2, – 4
IIA	Все элементы	+ 2, 0	VA	N (в оксидах: + 1, + 2, + 3, + 4, + 5)  P, As	+ 5, + 3, 0, – 3
IIIA	Все элементы, исключение В - неметалл	+ 3, 0			
IV-VIII	Ag	+ 1, 0	VIA	O (в пероксидах: - 1 в OF <sub>2</sub> : + 2)  S, Se, Te	– 2, 0  + 2, 4, + 6, 0, – 2
	Zn	+ 2, 0			
	Cu, Hg	+ 1, + 2, 0			
	Fe, Co, Ni	+ 2, + 3, 0			
	Pb, Sn	+ 2, + 4, 0	VIIA	F  Cl, Br, I	– 1, 0  + 7, + 5, + 3, + 1, 0, – 1
	Cr	+ 2, + 3, + 6, 0			
	Mn	+ 2, + 4, + 6, + 7, 0			

### Правила определения степени окисления (СО):

- СО свободных атомов и атомов в составе простых веществ равна **нулю**. Например, Na<sup>0</sup>, Ba<sup>0</sup>, Cu<sup>0</sup>, H<sub>2</sub><sup>0</sup>, N<sub>2</sub><sup>0</sup>, Cl<sub>2</sub><sup>0</sup>, O<sub>2</sub><sup>0</sup>;
- В сложном веществе алгебраическая сумма СО всех атомов (с учётом индексов) равна **нулю**, а в сложном ионе – его заряду;
- Для элементов главных подгрупп периодической систем Д.И. Менделеева: высшая СО (+) равна N<sub>группы</sub>, низшая СО (–) равна N<sub>группы</sub> – 8;
- Металлы в соединениях проявляют степень окисления, которая равна номеру группы:
  - IA группа: + 1, например, K<sup>+1</sup>: K<sub>2</sub><sup>+1</sup>O, K<sup>+1</sup>OH, K<sup>+1</sup>Cl, K<sub>2</sub><sup>+1</sup>SO<sub>4</sub>;
  - IIA группа: +2, например, Zn<sup>+2</sup>: Zn<sup>+2</sup>O, Zn<sup>+2</sup>(OH)<sub>2</sub>, Zn<sup>+2</sup>Cl<sub>2</sub>, Zn<sup>+2</sup>SO<sub>4</sub>;
  - IIIA группа: +3, например, Al<sup>+3</sup>: Al<sup>+3</sup><sub>2</sub>O<sub>3</sub>, Al<sup>+3</sup>(OH)<sub>3</sub>, Al<sup>+3</sup><sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>;
- Кислород в соединениях проявляет постоянную степень окисления – 2: K<sub>2</sub>O<sup>-2</sup>, SO<sub>2</sub><sup>-2</sup>, H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub><sup>-2</sup>. Исключения фториды и пероксиды: O<sup>+2</sup>F<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>O<sub>2</sub><sup>-1</sup>, K<sub>2</sub>O<sub>2</sub><sup>-1</sup>;
- Водород в соединениях:
  - с неметаллами +1: H<sup>+1</sup>Cl, H<sup>+1</sup>Br, H<sup>+1</sup>I, H<sub>2</sub><sup>+1</sup>S;
  - с металлами - 1: KH<sup>-1</sup>, MgH<sub>2</sub><sup>-1</sup>, BaH<sub>2</sub><sup>-1</sup>;
- Неметаллы в бинарных соединениях, стоящих в формуле на втором месте, проявляют степень окисления, которая равна разности номера группы и числа 8, например, NaCl<sup>-1(7-8)</sup>, Na<sub>2</sub>S<sup>-2(6-8)</sup>, Na<sub>3</sub>N<sup>-3(5-8)</sup>.

Правило расчета степени окисления элементов в соединениях (рис. 1).



Рис. 1. Правило определения степени окисления

**Решения типовых заданий:**

**Пример 1.** Определить степень окисления фосфора в  $Mg_2P_2O_7$ .

**Решение:** Определяем согласно выше приведенному правилу:

1. Алгебраическая сумма степеней окисления всех атомов в молекуле должна быть равной нулю, составляем уравнение зная, что кислород, проявляет степень окисления  $-2$ , а магний  $+2$  (пользуемся данными табл. 1).

Составляем уравнение:  $Mg_2^{+2}P_2^xO_7^{-2}$

$$2 \cdot (+2) + 2x + 7 \cdot (-2) = 0$$

2. Находим по уравнению значение  $x$ :

$$x = +5$$

3. Полученный ответ – степень окисления фосфора, она равна  $+5$ , проверяем полученное значение подставляя в формулу:  $Mg_2^{+2}P_2^{+5}O_7^{-2}$

**Пример 2.** Определить степень окисления серы в  $Fe_2(SO_4)_3$ .

**Решение:** Определяем согласно приведенному выше правилу и пользуясь данными таблицы 1.

1. Алгебраическая сумма степеней окисления всех атомов в молекуле должна быть равной нулю, составляем уравнение зная, что кислород, проявляет степень окисления  $-2$  (постоянная степень окисления), а железо  $+3$  (переменная степень окисления).

Составляем уравнение:  $Fe_2^{+3}(S^xO_4^{-2})_3$

$$2 \cdot (+3) + 3x + 4 \cdot (-2) \cdot 3 = 0$$

2. Находим по уравнению значение  $x$ :

$$x = +6$$

3. Полученный ответ – степень окисления серы, она равна  $+6$ , проверяем полученное значение:  $Fe_2^{+3}(S^{+6}O_4^{-2})_3$

**Задания для самостоятельной работы:**

1. Определите степени окисления элементов в следующих оксидах:  $Li_2O$ ,  $BeO$ ,  $B_2O_3$ ,  $Na_2O$ ,  $CO$ ,  $MgO$ ,  $CO_2$ ,  $Al_2O_3$ ,  $N_2O_5$ ,  $CrO_3$ ,  $NO_2$ ,  $Ag_2O$ ,  $CuO$ ,  $N_2O_3$ ,  $V_2O_5$ ,  $NO$ ,  $N_2O$ ,  $TiO_2$ ,  $Cr_2O_3$ ,  $Mn_2O_7$ ,  $Fe_2O_3$ ,  $FeO$ ,  $Cu_2O$ .
2. Какие степени окисления имеют центральные атомы следующих соединений:  $LiOH$ ,  $Be(OH)_2$ ,  $H_3BO_3$ ,  $H_2CO_3$ ,  $HNO_3$ ,  $HNO_2$ ,  $HF$ ,  $NaOH$ ,  $Mg(OH)_2$ ,  $Al(OH)_3$ ,  $H_4SiO_4$ ,  $H_3PO_4$ ,  $H_2SO_4$ ,  $H_2SO_3$ ,  $HClO_4$ ,  $HClO_3$ ,  $HClO_2$ ,  $HClO$ ,  $H_2Cr_2O_7$ ,  $HMnO_4$ ,  $H_2MnO_4$ .
3. В каких степенях окисления образуют наиболее устойчивые соединения следующие элементы: натрий, магний, алюминий, углерод, фосфор, сера, хлор, калий, кальций, хром, марганец, железо, кобальт, медь, цинк.
4. Напишите молекулярные формулы оксидов следующих элементов: лития, бериллия, бора, кремния, азота, мышьяка, селена, рубидия, стронция, серебра, кадмия, олова, сурьмы, теллура, бария, ртути, свинца. Определите степени окисления элементов в оксидах.
5. Определите степени окисления всех элементов в следующих соединениях:  $Li_2S$ ,  $BeCO_3$ ,  $Na_2B_4O_7$ ,  $Mn(NO_3)_2$ ,  $AlF_3$ ,  $Na_2HPO_3$ ,  $Ca_3(PO_4)_2$ ,  $Mg_2SiO_4$ ,  $FeSO_4$ ,  $K_2CrO_4$ ,  $Cr_2(SO_4)_3$ ,  $KMnO_4$ ,  $Fe(NO_3)_3$ ,  $CoSO_4$ ,  $Cu_2P_2O_7$ ,  $Zn_3(AsO_4)_2$ ,  $SnSO_4$ ,  $KSbO_2$ .

- Классифицируйте следующие сложные неорганические вещества:  $\text{NaCl}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Zn}(\text{OH})_2$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{HMnO}_4$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ . Определите степени окисления всех элементов в соединениях.
- Определите высшие и низшие степени окисления азота и серы.
- Определите степень окисления азота в соединениях:  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ,  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{N}_2\text{O}_3$ ,  $\text{NO}_2$
- В каком соединении  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{SO}_3$ , сера имеет отрицательную степень окисления?
- В какой паре соединений, азот проявляет степень окисления равную +3: а)  $\text{NH}_4\text{Cl}$  и  $\text{N}_2\text{O}_3$ ; б)  $\text{NaNO}_3$  и  $\text{NF}_3$ ; в)  $\text{HNO}_3$  и  $\text{N}_2$ ; г)  $\text{HNO}_2$  и  $\text{NH}_3$
- Определите высшую и низшую степень окисления хлора в соединениях:  $\text{Ca}(\text{ClO}_4)_2$ ,  $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{CCl}_4$ ,  $\text{NaCl}$ ,  $\text{CH}_4$ .
- В каком из соединений:  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{H}_2\text{O}_2$ ,  $\text{F}_2\text{O}$ ,  $\text{Fe}_2\text{O}_4$ , кислород имеет положительную степень окисления?
- Определите степени окисления азота в соединениях:  $\text{NO}_2$ ,  $\text{KNO}_2$ ,  $\text{KNO}_3$ ,  $\text{N}_2\text{O}_5$ ,  $\text{HNO}_2$ .
- Определите валентность каждого элемента в соединениях:  $\text{PH}_3$ ,  $\text{AlP}$ ,  $\text{SiC}$ ,  $\text{AlCl}_3$ ?
- Определите формулу кислоты, образованной элементом из 7 группы:  $\text{HX}$ ,  $\text{HXO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{XO}_3$ ,  $\text{H}_3\text{XO}_4$ ,  $\text{HXO}_4$ .

**Контрольные вопросы:**

- Дайте определение понятию степень окисления. Какие элементы проявляют постоянную степень окисления? Для каких элементов характерна переменная степень окисления?
- В чем отличие валентности и степени окисления элементов? Приведите конкретные примеры.
- Каким образом используют правило и алгоритм определения степени окисления для расчета степени окисления элементов в соединениях? Покажите на конкретных примерах.

**1.2. Общая классификация неорганических веществ. Оксиды**

Неорганические соединения классифицируют на простые и сложные вещества. Простые вещества в свою очередь делятся на металлы и неметаллы, а сложные вещества на оксиды, основания, кислоты и соли (рис. 2).

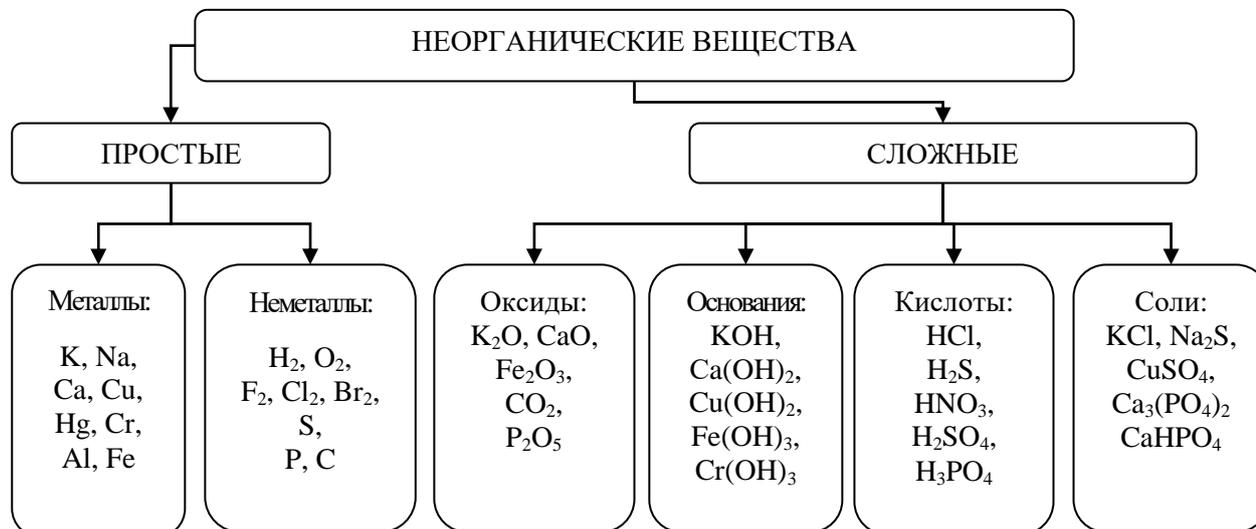


Рис. 2. Классификация неорганических соединений

**Оксиды** – это сложные вещества, в состав которых входят атомы кислорода в степени окисления, равной – 2, и другого элемента (Э) – металла или неметалла.

**Общая формула:**  $\text{Э}_2^{+n} \text{O}_n^{-2}$  – общая формула оксидов,  
 где  $n$  – степень окисления элемента,  
 – 2 – степень окисления кислорода.

Например, оксид углерода (II) –  $\text{CO}$ , оксид азота (V) –  $\text{N}_2\text{O}_5$ , оксид железа (III) –  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ , оксид марганца (VII) –  $\text{Mn}_2\text{O}_7$ .

**Агрегатное состояние оксидов при н.у.:**

газы ( $\text{NO}$ ,  $\text{CO}$ ,  $\text{CO}_2$  и др.),  
 жидкости ( $\text{H}_2\text{O}$ ),

твердые ( $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ,  $\text{MgO}$ ,  $\text{CaO}$  и др.).

**Номенклатура оксидов:** названия оксидов составляют по традиционной и систематической номенклатуре (табл. 2).

Таблица 2

Номенклатура оксидов

Формула	Традиционное название	Систематические названия
$\text{H}_2\text{O}$	Оксид водорода (вода)	Оксид диводорода
$\text{SO}_3$	Оксид серы (VI)	Триоксид серы
$\text{N}_2\text{O}$	Оксид азота (I)	Оксид диазота
$\text{P}_2\text{O}_5$	Оксид фосфора (V)	Пентаоксиддифосфора
$\text{P}_4\text{O}_{10}$	Димер оксида фосфора (V)	Декаоксидтетрафосфора
$\text{Al}_2\text{O}_3$	Оксид алюминия	Триоксиддиалюминия

**Классификация:** оксиды делятся на несолеобразующие и солеобразующие, на основные, амфотерные, кислотные (рис. 3).

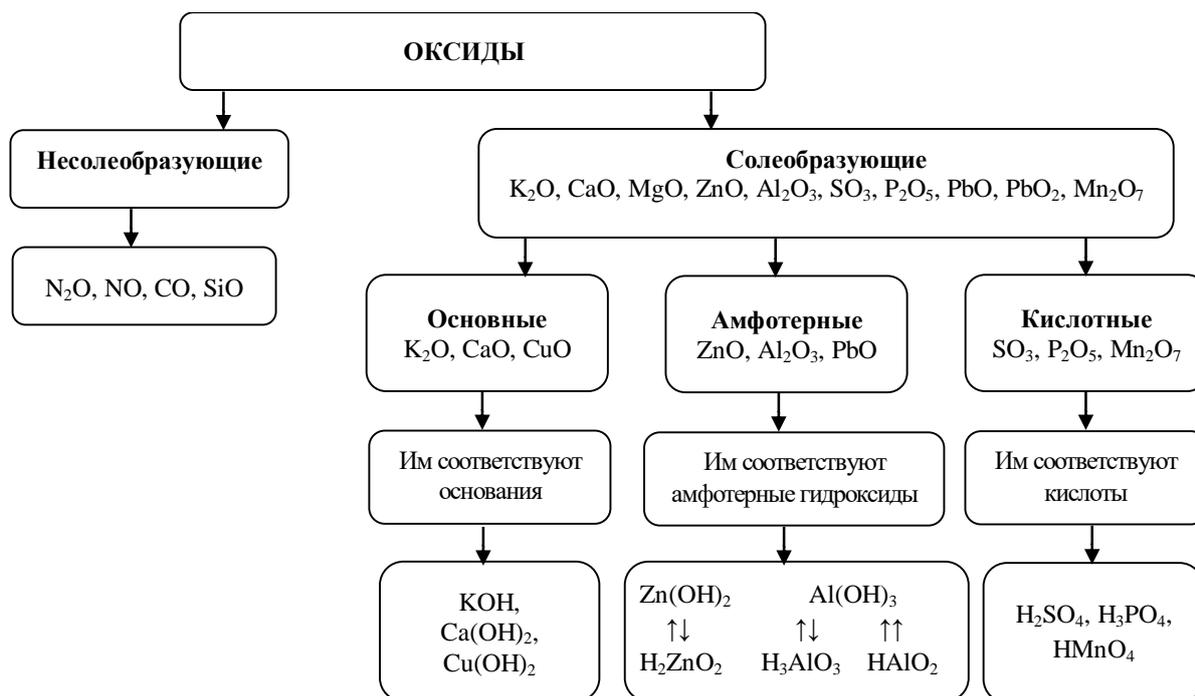


Рис. 3. Классификация оксидов

**Химические свойства основных, кислотных, амфотерных оксидов,** а также способы их **получения** представлены в таблице 3, 4.

## Химические свойства основных, кислотных и амфотерных оксидов

<b>Основные оксиды – оксиды, которым соответствуют основания</b>	<b>Кислотные оксиды – оксиды, которым соответствуют кислоты</b>
<p><b>1. Основной оксид + вода → щелочь:</b>  <math>K_2O + H_2O \rightarrow 2KOH</math>  <math>BaO + H_2O \rightarrow Ba(OH)_2</math></p> <p><b>2. Основной оксид + кислота → соль + вода:</b>  <math>CuO + H_2SO_4 \rightarrow CuSO_4 + H_2O</math>            При избытке кислоты образуется <u>кислая</u> соль:  <math>Na_2O + 2H_2S_{(изб)} \rightarrow 2\mathbf{NaHS} + H_2O</math>  <i>гидросульфид натрия</i>            При избытке оксида – <u>основная</u> соль:  <math>MgO_{(изб)} + HCl \rightarrow \mathbf{MgOHCl}</math>  <i>гидроксохлорид магния</i></p> <p><b>3. Основной оксид + кислотный оксид → соль:</b>  <math>MgO + CO_2 \rightarrow MgCO_3,</math>  <math>3CaO + P_2O_5 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2</math></p> <p><b>4. Основной оксид + амфотерный оксид → соль:</b>  <math>Li_2O + Al_2O_3 \rightarrow 2LiAlO_2</math>  <i>алюминат лития</i></p>	<p><b>1. Кислотный оксид + вода → кислота:</b>  <math>SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4</math>  <math>Cl_2O_7 + H_2O \rightarrow 2HClO_4</math>  <math>SiO_2 + H_2O \neq</math> нет реакции (исключение)</p> <p><b>2. Кислотный оксид + щелочь → соль + вода:</b>  <math>SO_3 + 2NaOH \rightarrow NaSO_4 + H_2O</math>            При избытке кислотного оксида, образуется <u>кислая</u> соль.  <math>CO_{2(изб)} + NaOH \rightarrow \mathbf{NaHCO_3}</math>  <i>гидрокарбонат натрия</i>            При избытке основания – <u>основная</u> соль.  <math>CO_2 + 2Mg(OH)_{2(изб)} \rightarrow \mathbf{(MgOH)_2CO_3} + H_2O</math>  <i>дигидроксокарбонат магния</i></p> <p><b>3. Кислотный оксид + основной оксид → соль:</b>  <math>SiO_2 + CaO \rightarrow CaSiO_3,</math>  <math>P_2O_5 + 3K_2O \rightarrow 2K_3PO_4</math></p> <p><b>4. Кислотный оксид + амфотерный оксид → соль:</b>  <math>SiO_2 + ZnO \rightarrow CaSiO_3</math></p> <p><b>5. Нелетучие кислотные оксиды вытесняют при сплавлении летучие кислотные оксиды:</b>  <math>SiO_2 + CaCO_3 \rightarrow CaSiO_3 + CO_2 \uparrow</math></p>
<b>Амфотерные оксиды – оксиды, которым соответствуют основания и кислоты: <math>ZnO, Al_2O_3, Cr_2O_3, MnO</math></b>	
<p><b>1. Амфотерный оксид + кислота → соль и вода:</b>  <math>ZnO + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2O</math></p> <p><b>2. Амфотерный оксид + основание → соль и вода:</b>  <math>ZnO + 2NaOH + H_2O \rightarrow Na_2[Zn(OH)_4]</math>  <i>тетрагидроксоцинкат натрия</i></p> <p><b>3. Амфотерный оксид + основной (кислотный) оксид → соль:</b>  <math>ZnO + CaO \xrightarrow{t^0} CaZnO_2</math>  <math>ZnO + SiO_2 \xrightarrow{t^0} ZnSiO_3</math></p>	

## Способы получения оксидов

Способ получения	Примеры
<b>1. Окисление кислородом:</b> а) простых веществ: б) сложных веществ:	$2 \text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{MgO}$ $2 \text{H}_2\text{S} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{SO}_2$
<b>2. Разложение:</b> а) нагреванием солей: кроме солей щелочных металлов: б) нагреванием оснований: в) нагреванием кислородсодержащих кислот: в случае термически неустойчивых ( $\text{H}_2\text{CO}_3$ , $\text{H}_2\text{SO}_3$ ) – простое нагревание: в случае термически устойчивых кислот – нагревание в присутствии $\text{P}_2\text{O}_5$ :	$2 \text{CuSO}_4 \xrightarrow{t^0} 2\text{CuO} + 2\text{SO}_2 + \text{O}_2$ $2 \text{KNO}_3 \xrightarrow{t^0} 2\text{KNO}_2 + \text{O}_2$ $\text{Ca}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t^0} \text{CaO} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_2\text{SO}_3 \xrightarrow{t^0} \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{HClO}_4 \xrightarrow{t^0, \text{P}_2\text{O}_5} \text{Cl}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O}$
<b>3. Разложение высших оксидов и окисление низших:</b>	$4\text{CrO}_3 \xrightarrow{t^0} 2\text{Cr}_2\text{O}_3 + 3\text{O}_2$ $4\text{FeO} + \text{O}_2 \xrightarrow{t^0} 2\text{Fe}_2\text{O}_3$
<b>4. Вытеснение летучего оксида менее летучим при высокой температуре:</b>	$\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{SiO}_2 \xrightarrow{t^0} \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{CO}_2\uparrow$
<b>5. Взаимодействие кислот – окислителей (<math>\text{H}_2\text{SO}_4</math>(конц.), <math>\text{HNO}_3</math>) с металлами и некоторыми неметаллами:</b>	$\text{Zn} + 4\text{HNO}_3(\text{конц.}) \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ $2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{C} \xrightarrow{t^0} 2\text{SO}_2\uparrow + \text{CO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$

Алгоритм составления графических формул соединений:

- В графической формуле одна химическая связь изображается одной «черточкой»: —, которая также соответствует валентности, равной 1;
- При построении графических формул нужно учитывать ряд факторов:
  - в основаниях металл связан с водородом через кислород (гидроксогруппа), например,  $\text{K}-\text{O}-\text{H}$ ;
  - в кислотах атом водорода всегда связан с атомом кислорода (гидроксогруппа), а кислород, в свою очередь, с атомом неметалла. Например,  $\text{H}-\text{O}-\text{Cl}$ ;
  - в оксидах элементов кислород может служить «мостиком» между двумя атомами элемента. Например,  $\text{K}-\text{O}-\text{K}$ ;
  - в пероксидах (перекисях) кислород также образует «кислородный мостик», состоящий из двух атомов кислорода  $-\text{O}-\text{O}-$  между двумя другими атомами. Например, структурная формула перекиси водорода выглядит следующим образом:  $\text{H}-\text{O}-\text{O}-\text{H}$ .

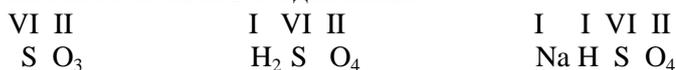
**Решения типовых заданий:**

**Пример 1. Составить графическую формулу оксида серы (VI), серной кислоты и гидросульфата натрия.**

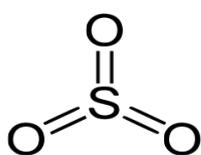
**Решение:**

- Для составления графической формулы соединений, нам сначала нужно определить валентность серы в оксиде, в кислоте и соли:
- Формула оксида серы (VI) –  $\text{SO}_3$ , серной кислоты –  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , гидросульфата натрия –  $\text{NaHSO}_4$

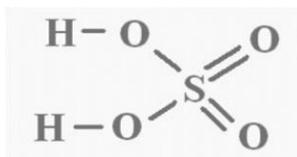
Определяем валентности элементов в соединениях:



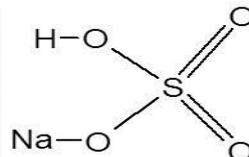
- Составляем графические формулы соединений, с помощью алгоритма:



оксид серы



серная кислота



гидросульфат натрия

**Пример 2.** С какими из следующих веществ будет реагировать оксид серы (VI): гидроксид натрия, оксид алюминия, вода, оксид серы (IV), серная кислота? Напишите уравнения соответствующих реакций.

**Решение:**

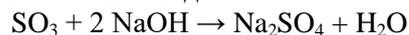
1. Оксид серы согласно классификации, на рис. 3, относится к кислотным оксидам, т.к. это оксид неметалла – серы.
2. Смотрим по таблице 3, химические свойства кислотного оксида. Из пяти соединений, приведенных по условиям задания оксид серы будет взаимодействовать только с гидроксидом натрия, оксидом алюминия, с водой. Составляем уравнения реакций, проверяя коэффициенты в уравнениях:

а) кислотный оксид + вода → кислота:



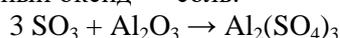
образуется серная кислота

б) кислотный оксид + щелочь → соль + вода:



образуется соль – сульфат натрия и вода

в) кислотный оксид + амфотерный оксид → соль:



образуется соль – сульфат алюминия

3. Оксид серы является кислотным оксидом, поэтому он не будет взаимодействовать с кислотным оксидом серы (IV) и серной кислотой.

**Задания для самостоятельной работы:**

1. Напишите молекулярные и графические формулы оксидов: рубидия, цезия, галлия, ртути (II), галлия (III), углерода (II), мышьяка (III), мышьяка (V), сурьмы (V), висмута (III), серы (IV), серы (VI), хлора (I), хлора (VII), хрома (VI), марганца (II), марганца (IV), марганца (VII), железа (II).
2. Напишите молекулярные и графические формулы следующих оксидов: оксид ртути (II), оксид хлора (V), оксид марганца (VI), оксид серы (IV), оксид калия, оксид железа (II), оксид свинца (IV), оксид олова (II), оксид йода (VII).
3. Напишите графические формулы и назовите оксиды:  $\text{K}_2\text{O}$ ,  $\text{Rb}_2\text{O}$ ,  $\text{BeO}$ ,  $\text{MgO}$ ,  $\text{SrO}$ ,  $\text{CdO}$ ,  $\text{V}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Ga}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Tl}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Tl}_2\text{O}$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{SiO}_2$ ,  $\text{GeO}$ ,  $\text{GeO}_2$ ,  $\text{SnO}$ ,  $\text{SnO}_2$ ,  $\text{PbO}$ ,  $\text{PbO}_2$ ,  $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{N}_2\text{O}_3$ ,  $\text{NO}_2$ ,  $\text{N}_2\text{O}_5$ ,  $\text{P}_2\text{O}_3$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{ClO}_2$ .
4. Классифицируйте следующие солеобразующие оксиды:  $\text{SO}_2$ ,  $\text{K}_2\text{O}$ ,  $\text{N}_2\text{O}_5$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{FeO}$ ,  $\text{BaO}$ ,  $\text{MnO}_2$ ,  $\text{Mn}_2\text{O}_7$ ,  $\text{P}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Ag}_2\text{O}$ .
5. Напишите формулы оксидов, которым соответствуют следующие основания: гидроксид магния, гидроксид железа, гидроксид висмута, гидроксид меди.
6. Напишите графические формулы оснований, которые соответствуют следующим оксидам:  $\text{NiO}$ ,  $\text{K}_2\text{O}$ ,  $\text{Co}_2\text{O}_3$ ,  $\text{CuO}$ ,  $\text{Cs}_2\text{O}$ .
7. Напишите уравнения реакций между оксидом бария со следующими веществами: водой, оксидом углерода (IV), азотной кислотой, соляной кислотой.
8. Какие из перечисленных ниже оксидов могут реагировать с водой: оксид меди (II), оксид фосфора (V), оксид калия, оксид кальция, оксид серебра (I), напишите уравнения возможных реакций.
9. Напишите уравнения реакций получения: а) оксида калия, б) оксида железа (III).
10. С помощью, каких реакций можно получить оксид никеля (II) из сульфата никеля?
11. Напишите уравнения реакций всех способов получения оксида хрома (III), оксида углерода (IV), оксида кальция.
12. С какими из следующих веществ будет реагировать оксид углерода (IV):  $\text{MgO}$ ,  $\text{NaCl}$ ,  $\text{AgNO}_3$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{ZnO}$ ? Напишите уравнения соответствующих реакций.
13. С какими из следующих веществ будет реагировать оксид цинка: оксид серы (VI), оксид фосфора (V), оксид кальция, гидроксид бария, карбонат кальция, сульфат бария? Напишите уравнения соответствующих реакций.
14. С какими из следующих веществ будет реагировать оксид бария: алюминий, оксид алюминия, сера, оксид серы (IV), серная кислота, сульфат натрия? Напишите уравнения соответствующих реакций.
15. С какими из следующих веществ будет реагировать оксид азота (V): гидроксид калия, алюминий, оксид алюминия, вода, оксид серы (IV), серная кислота, сульфат натрия? Напишите уравнения соответствующих реакций.

### Контрольные вопросы:

1. Объясните причины, по которым оксид азота (I), оксид азота (II), оксид углерода (II), оксид кремния (II) относят к несолеобразующим оксидам.
2. На какие типы делятся солеобразующие оксиды, приведите примеры основных, кислотных и амфотерных оксидов.
3. Дайте характеристику химическим свойствам основных, кислотных, амфотерных оксидов по приведенным вашим примерам, напишите характерные уравнения реакций.
4. Напишите уравнения реакций получения оксидов, по приведенным вами примерам.

### 1.3. Основания

**Основания** – это сложные вещества, в состав которых входят атомы металла и гидроксогруппа —  $\text{OH}$ .

С позиций теории электролитической диссоциации **основания** – соединения, образующие при растворении в воде из отрицательных ионов только **ионы гидроксида  $\text{OH}^-$** .

**Формула:**  $\text{Me}^{+n}(\text{OH}^-)_n$  – общая формула гидроксидов,

где  $\text{Me}$  – металл,

$n$  – степень окисления металла

Исключением является гидроксид аммония ( $\text{NH}_4\text{OH}$ ), который не содержит атомов металла.

**Номенклатура оснований:** составляют из слова «гидроксид» и названия металла в родительном падеже:  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  – гидроксид кальция и т.д.

Если элемент образует несколько оснований, то после названия элемента в скобках римской цифрой указывается степень его окисления:  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  – гидроксид железа (II),  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  – гидроксид железа (III).

**Классификация оснований:** делятся на растворимые и нерастворимые, щелочи и амфотерные, сильные и слабые, по кислотности (табл. 5).

Таблица 5

Классификация оснований

Категория	Группа	Примеры
1. Растворимые в воде основания	1. щелочи	$\text{LiOH}$ , $\text{KOH}$ , $\text{TlOH}$ , $\text{Ba}(\text{OH})_2$
	2. основания	$\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ( $\text{NH}_4\text{OH}$ )
2. Нерастворимые в воде основания	1. типичные основания	$\text{Mg}(\text{OH})_2$ , $\text{Cu}(\text{OH})_2$ , $\text{Fe}(\text{OH})_2$ , $\text{Mn}(\text{OH})_2$
	2. амфотерные гидроксиды	$\text{Zn}(\text{OH})_2$ , $\text{Sn}(\text{OH})_2$ , $\text{Al}(\text{OH})_3$ , $\text{Cr}(\text{OH})_3$
3. Степень электролитической диссоциации	Сильные ( $\alpha > 3$ )	Щелочи
	Слабые ( $\alpha < 3$ )	Водный раствор аммиака
4. Кислотность (число гидроксогрупп)	Однокислотные	$\text{NaOH}$ , $\text{KOH}$
	Двухкислотные	$\text{Ca}(\text{OH})_2$ , $\text{Zn}(\text{OH})_2$
	Трехкислотные	$\text{Fe}(\text{OH})_3$ , $\text{Al}(\text{OH})_3$

**Физические свойства:** основания – твердые кристаллические вещества. В воде растворимы щелочи:  $\text{LiOH}$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{CsOH}$ ,  $\text{RbOH}$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Sr}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$

Малорастворимые щелочи:  $\text{Zn}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Sn}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Al}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Cr}(\text{OH})_3$ .

Водные растворы щелочей мылкие на ощупь, разъедают кожу, ткань – едкие щелочи.

**Химические свойства и способы получения** оснований представлены в таблице 6, 7.

Таблица 6

Химические свойства оснований

Свойства	Уравнения
1. Основания реагируют с кислотами (реакция нейтрализации): при избытке кислоты – кислая соль: при избытке основания – основная соль:	$\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CuSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{S}_{(\text{изб})} = \underline{\text{NaHS}} + \text{H}_2\text{O}$ кислая соль $\text{Mg}(\text{OH})_{2(\text{изб})} + \text{HBr} = \underline{\text{MgOHBr}} + \text{H}_2\text{O}$ основная соль
2. С кислотными оксидами при избытке кислотного оксида – кислая соль: при избытке основания – основная соль:	$2\text{KOH} + \text{SO}_2 = \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $4\text{NaOH} + \text{P}_2\text{O}_{5(\text{изб})} = 2\underline{\text{Na}_2\text{HPO}_4} + \text{H}_2\text{O}$ кислая соль $2\text{Mg}(\text{OH})_{2(\text{изб})} + \text{CO}_2 = \underline{(\text{MgOH})_2\text{CO}_3} + \text{H}_2\text{O}$ основная соль

<b>3. Щелочи взаимодействуют с амфотерными оксидами:</b> <b>в расплаве:</b>  <b>в растворе:</b>	$2\text{NaOH}_{(\text{тв})} + \text{Al}_2\text{O}_3 \xrightarrow{t^0} 2\text{NaAlO}_2 + \text{H}_2\text{O}\uparrow$ $\text{NaOH}_{(\text{тв})} + \text{Al}(\text{OH})_3 \xrightarrow{t^0} \text{NaAlO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}\uparrow$ $2\text{NaOH} + \text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$ $\text{NaOH} + \text{Al}(\text{OH})_3 = \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$
<b>4. Щелочи взаимодействуют с солями, если образуется малорастворимая соль или малорастворимое основание</b>	$\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{NaOH}$ $2\text{NaOH} + \text{CuCl}_2 = \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NaCl}$
<b>5. При нагревании: гидроксиды щелочных металлов – не разлагаются (кроме LiOH):</b>  <b>нерастворимые в воде гидроксиды при нагревании разлагаются:</b>	$\text{NH}_4\text{OH} \xrightarrow{t^0} \text{NH}_3\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Cu}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t^0} \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}\uparrow$
<b>6. Металлы, образующие амфотерные оксиды взаимодействуют со щелочами:</b>	$2\text{NaOH}_{(\text{тв})} + \text{Zn} \xrightarrow{t^0} \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + \text{H}_2\uparrow$

Таблица 7

## Способы получения оснований

Способ получения	Пример
<b>Щелочи можно получить с помощью реакций:</b>	
а) металл + вода	$2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2\uparrow$
б) оксид + вода	$\text{Li}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{LiOH}$
в) электролиз водных растворов солей щелочных металлов	$2\text{NaCl} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{Cl}_2\uparrow + \text{H}_2\uparrow$
<b>Нерастворимые в воде основания получают:</b>	
а) соль + щелочь:	$\text{CuSO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$
б) исключение:	$\text{Na}_2\text{CO}_3(\text{насыщ.}) + \text{Ca}(\text{OH})_2 = 2\text{NaOH} + \text{CaCO}_3\downarrow$

**Решения типовых заданий:**

**Пример 1. Какие из указанных веществ реагируют с гидроксидом калия:  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ .**

**Решение:**

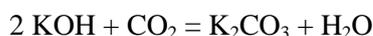
- Согласно данным таблицы 5, гидроксид калия относится к сильным основаниям – щелочь.
- Для написания уравнений реакций используем данные таблицы 6. Пишем уравнения реакций, характеризующие свойства сильных оснований:

а) основания реагируют с кислотами (реакция нейтрализации):

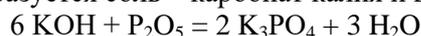


образуется соль – нитрит калия и вода

б) с кислотными оксидами:

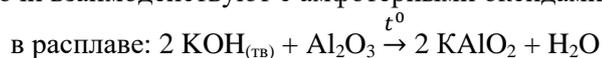


образуется соль – карбонат калия и вода

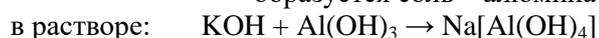


образуется соль – фосфат калия и вода

в) щелочи взаимодействуют с амфотерными оксидами:



образуется соль – алюминат калия и вода



образуется комплексная соль – тетрагидроксоалюминат калия

г) щелочи взаимодействуют с солями, если образуется малорастворимая соль или малорастворимое основание:



образуется нерастворимое основание - гидроксид меди и соль – сульфат калия



## Классификация кислот

Признак классификации	Группы кислот	Примеры
Наличие кислорода	Кислородсодержащие	$\text{HNO}_3, \text{H}_3\text{PO}_4$
	Бескислородные	$\text{HCl}, \text{H}_2\text{S}$
Основность	Одноосновные	$\text{HBr}, \text{HNO}_2$
	Двухосновные	$\text{H}_2\text{S}, \text{H}_2\text{CO}_3$
	Трехосновные	$\text{H}_3\text{PO}_4, \text{H}_3\text{AsO}_4$
Растворимость в воде	Растворимые	$\text{H}_2\text{S}, \text{H}_2\text{SO}_4, \text{HNO}_3$
	Нерастворимые	$\text{H}_2\text{SiO}_3$
Летучесть	Летучие	$\text{H}_2\text{S}, \text{HCl}$
	Нелетучие	$\text{H}_2\text{SO}_4, \text{H}_3\text{PO}_4, \text{H}_2\text{SiO}_3$
Степень электролитической диссоциации	Сильные	$\text{HCl}, \text{HNO}_3, \text{H}_2\text{SO}_4$
	Слабые	$\text{H}_2\text{S}, \text{H}_2\text{SO}_4, \text{H}_2\text{CO}_3$
Стабильность	Стабильные	$\text{H}_2\text{SO}_4, \text{H}_3\text{PO}_4, \text{HCl}$
	Нестабильные	$\text{H}_2\text{CO}_3, \text{H}_2\text{SO}_3$

**Номенклатура кислот:**

Названия бескислородных кислот составляют из названия неметалла + буква «О» + слово «водородная кислота»: например,  $\text{HCl}$  – хлороводородная кислота;  $\text{H}_2\text{S}$  – сероводородная кислота

Названия кислородсодержащих кислот составляется из названия элемента, образующего кислоту, с прибавлением окончания –ная, -вая, если степень окисления элемента соответствует номеру его группы:

$\text{H}_2\text{CO}_3$  – угольная кислота – триоксокарбонат (IV) диводорода

$\text{H}_2\text{SO}_4$  – серная кислота – тетраоксосульфат (VI) диводорода

$\text{HNO}_3$  – азотная кислота – триоксонитрат (V) водорода

$\text{H}_3\text{PO}_4$  – фосфорная кислота – тетраоксофосфат (V) триводорода

В таблице 9 приведены формулы и названия кислот и их кислотных остатков.

Таблица 9

Формула кислоты	Названия	
	кислоты	соли
$\text{HAlO}_2$	метаалюминиевая	метаалюминат
$\text{HBO}_2$	метаборная	метаборат
$\text{H}_3\text{BO}_3$	ортоборная	ортоборат
$\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$	четырёхборная	тетраборат
$\text{HBr}$	бромоводородная	бромид
$\text{HBrO}$	бромноватистая	гипобромит
$\text{HBrO}_3$	бромноватая	бромат
$\text{HBrO}_4$	бромная	пербромат
$\text{HCN}$	циановодородная	цианид
$\text{H}_2\text{CO}_3$	угольная	карбонат
$\text{HCl}$	хлороводородная	хлорид
$\text{HClO}$	хлорноватистая	гипохлорид
$\text{HClO}_2$	хлористая	хлорит
$\text{HClO}_3$	хлорноватая	хлорат
$\text{HClO}_4$	хлорная	перхлорат
$\text{HI}$	иодоводородная	иодид
$\text{HIO}$	иодноватистая	гипоидит
$\text{HIO}_3$	иодноватая	иодат
$\text{HIO}_4$	метаиодная	метапериодат
$\text{H}_5\text{IO}_6$	ортоиодная	ортопериодат
$\text{HMnO}_4$	марганцовая	перманганат
$\text{H}_2\text{MnO}_4$	марганцовистая	манганат
$\text{HNO}_2$	азотистая	нитрит
$\text{HNO}_3$	азотная	нитрат
$\text{HPO}_3$	метафосфорная	метафосфат

H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	ортофосфорная	ортофосфат
H <sub>4</sub> P <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	пирофосфорная	пирофосфат
H <sub>2</sub> PHO <sub>3</sub> (H <sub>3</sub> PO <sub>3</sub> )	фосфористая	фосфорит
HPH <sub>2</sub> O <sub>2</sub> (H <sub>3</sub> PO <sub>2</sub> )	фосфорноватистая	гипофосфит
H <sub>2</sub> S	сероводородная	сульфид
HSCN	родановодородная	роданид
H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	сернистая	сульфит
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	серная	сульфат
H <sub>2</sub> S <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	тиосерная	тиосульфат
H <sub>2</sub> S <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	пиросерная	пиросульфат
H <sub>2</sub> S <sub>2</sub> O <sub>8</sub>	надсерная	персульфат
H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub>	кремниевая	силикат
CH <sub>3</sub> COOH	уксусная	ацетат
H <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub>	хромовая	хромат
H <sub>2</sub> Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	дихромовая	дихромат

**Физические свойства:**

Растворы газов в воде: (HF, HCl, HBr, HI, H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub> и т.д.)

Жидкости: (HNO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, HClO<sub>4</sub>, HClO<sub>3</sub>)

Твердые: (H<sub>3</sub>BO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub>, H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>, H<sub>3</sub>PO<sub>3</sub>)

Все жидкие и твердые кислоты (кроме H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>) растворимы в воде.

**Химические свойства и способы получения кислот** представлены в таблице 10, 11.

Таблица 10

Химические свойства кислот

Химические свойства	Примеры
<b>1. Действие индикаторов:</b>	HCl + лакмус → красный цвет HCl + метилоранж → розовый цвет HCl + фенофталеин → бесцветный
<b>2. Кислота + активный металл → соль + H<sub>2</sub>↑</b> Кислота + неактивный металл ≠	2 HCl + Mg → MgCl <sub>2</sub> + H <sub>2</sub> ↑ HCl + Cu ≠
<b>3. Кислота + основание → соль + вода</b>	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> + Ca(OH) <sub>2</sub> → CaSO <sub>4</sub> ↓ + 2 H <sub>2</sub> O
<b>4. Кислота + основной оксид → соль + вода</b>	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> + K <sub>2</sub> O → K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> + H <sub>2</sub> O
<b>5. Кислота 1 + соль 1 → кислота 2 + соль 2,</b> <b>если образуется осадок, газ или слабый электролит!</b>	BaSO <sub>3</sub> + H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> → BaSO <sub>4</sub> ↓ + H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub> CaCO <sub>3</sub> + 2 HCl → CaCl <sub>2</sub> + H <sub>2</sub> O + CO <sub>2</sub> ↑
<b>6. Разложение некоторых кислот при нагревании:</b>	H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub> $\xrightarrow{t^0}$ SiO <sub>2</sub> + H <sub>2</sub> O H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub> $\xrightarrow{t^0}$ SO <sub>2</sub> + H <sub>2</sub> O

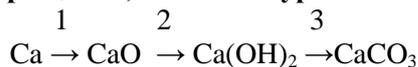
Таблица 11

Способы получения кислот

Способ получения	Примеры
<b>1. Кислотный оксид + вода →</b> <b>→ кислота</b>	SO <sub>3</sub> + H <sub>2</sub> O → H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> Cl <sub>2</sub> O <sub>7</sub> + H <sub>2</sub> O → 2HClO <sub>4</sub> SO <sub>2</sub> + H <sub>2</sub> O → H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>
<b>2. Соль 1 + кислота 1 →</b> <b>→ соль 2 + кислота 2</b>	Ca <sub>3</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> + 3H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> → 3CaSO <sub>4</sub> ↓ + 2H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> 2NaCl (сухая соль) + H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> (конц.) → Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> + 2HCl ↑ Na <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub> + 2HCl → 2NaCl + H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub> ↓
<b>3. Водород + неметалл → газ,</b> <b>газ <math>\xrightarrow{+H_2O}</math> кислота</b> <b>(растворение газа в воде) — этим</b> <b>способом получают только</b> <b>бескислородные кислоты</b>	H <sub>2</sub> + Cl <sub>2</sub> → 2 HCl ↑, H <sub>2</sub> + S → H <sub>2</sub> S ↑, HCl (газ) $\xrightarrow{+H_2O}$ HCl (кислота), H <sub>2</sub> S (газ) $\xrightarrow{+H_2O}$ H <sub>2</sub> S (кислота)
<b>4. Элемент + сильный</b> <b>окислитель H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (конц) или HNO<sub>3</sub></b> <b>(разб) → → кислота + оксиды</b>	2P + 5H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> (конц) → 2H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> + 5SO <sub>2</sub> + 2H <sub>2</sub> O 5HNO <sub>3</sub> (разб) + 2H <sub>2</sub> O → 3H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> + 5NO

**Решения типовых заданий:**

**Пример 1. Осуществить превращения, составить уравнения соответствующих реакций.**

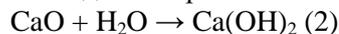


**Решение:** Пишем уравнения соответствующих реакций, согласно таблице 6, 10.

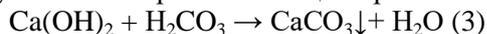
а) при взаимодействии металла с кислородом, образуется оксид кальция:



б) основной оксид взаимодействует с водой с образованием гидроксида кальция:

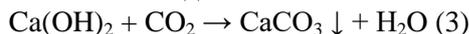


в) гидроксид кальция образует соль – карбонат кальция при взаимодействии с кислотой:



нерастворимая соль

или при взаимодействии с кислотным оксидом:



нерастворимая соль

**Задания для самостоятельной работы:**

1. С какими из следующих металлов: алюминий, железо, цинк, золото, магний, ртуть, медь, никель – реагирует разбавленная серная кислота? Напишите уравнения реакций и назовите полученные вещества.
2. Напишите уравнения реакций следующих превращений:
  - а)  $\text{S} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4$ ;
  - б)  $\text{P} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4$ ;
  - в)  $\text{N}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu(NO}_3)_2 \rightarrow \text{Cu(OH)}_2 \rightarrow \text{CuO}$ .
3. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций между:
  - а) хлороводородной кислотой и гидроксидом магния;
  - б) азотной кислотой и гидроксидом цинка;
  - в) серной кислотой и гидроксидом меди (II);
  - г) азотной кислотой и гидроксидом хрома (III).
4. С какими из следующих веществ будет реагировать соляная кислота: оксид азота (V), гидроксид цинка, оксид кальция, фосфорная кислота, нитрат серебра, серная кислота. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.
5. С какими из следующих веществ будет реагировать серная кислота: калий, вода, оксид бария, гидроксид натрия, карбонат кальция, гидроксид кальция. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.
6. С какими из следующих веществ будет реагировать разбавленная серная кислота: магний, оксид кальция, гидроксид кальция, карбонат кальция, ртуть, алюминий, оксид алюминия, нитрат бария. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.
7. Написать формулы ангидридов указанных кислот:  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ;  $\text{H}_3\text{BO}_3$ ;  $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ ;  $\text{HOCl}$ ;  $\text{HMnO}_4$ .
8. Какие из перечисленных кислот образуют кислые соли:  $\text{HI}$ ,  $\text{H}_2\text{Se}$ ,  $\text{H}_2\text{SeO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ ,  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ? Напишите уравнения реакций образования кислых солей с гидроксидом натрия и назовите полученные продукты реакций.
9. Какие кислоты могут быть получены непосредственным взаимодействием с водой оксидов:  $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{N}_2\text{O}_5$ ,  $\text{NO}_2$ ,  $\text{SO}_2$ ? Напишите уравнения реакций.
10. С какими из перечисленных ниже веществ будет реагировать соляная кислота:  $\text{Ba}$ ,  $\text{Cu}$ ,  $\text{Al}$ ,  $\text{N}_2\text{O}_5$ ,  $\text{Zn(OH)}_2$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{AgNO}_3$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ? Составьте уравнения реакций.
11. Напишите уравнения реакций, доказывающих кислотный характер  $\text{SeO}_2$ ,  $\text{SO}_3$ ,  $\text{Mn}_2\text{O}_7$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{CrO}_3$ .
12. Составьте уравнения реакций между кислотами и основаниями, приводящих к образованию солей:  $\text{NaNO}_3$ ,  $\text{NaHSO}_4$ ,  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ ,  $\text{K}_2\text{S}$ ,  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ .
13. Какие вещества могут быть получены при взаимодействии кислоты с солью? Кислоты с основанием? Соли с солью? Приведите примеры.
14. С какими из перечисленных ниже веществ будет реагировать серная кислота:  $\text{Ba}$ ,  $\text{Cu}$ ,  $\text{Al}$ ,  $\text{N}_2\text{O}_5$ ,  $\text{Zn(OH)}_2$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{AgNO}_3$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{K}_2\text{SO}_4$ ? Составьте уравнения реакций.
15. С какими из перечисленных ниже веществ будет реагировать азотная кислота:  $\text{Ba}$ ,  $\text{Cu}$ ,  $\text{Al}$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{Zn(OH)}_2$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{AgNO}_3$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ? Составьте уравнения реакций.

**Контрольные вопросы:**

1. Приведите примеры кислородсодержащих и бескислородных кислот. Напишите их графические формулы, приведите названия солей данных кислот.

- Приведите примеры сильных и слабых кислот. Напишите уравнения ступенчатой диссоциации.
- Как кислоты взаимодействуют с металлами? Напишите уравнения реакций взаимодействия кислот с активными, среднеактивными и неактивными металлами.
- Какие способы получения кислот вы знаете? Напишите уравнения реакций получения бескислородных и кислородсодержащих кислот.

### 1.5. Соли

**Соли** – это сложные вещества, в состав которых входят атомы металлов и кислотные остатки.

**Формула:**  $Me^{+n}X^{-n}$  – общая формула средней соли,  
 где  $Me$  – металл,  
 $X$  – кислотный остаток,  
 $n$  – степень окисления металла

**Физические свойства:** соли – твердые кристаллические вещества, многие из них имеют высокие температуры плавления и кипения.

По растворимости в воде делятся на хорошо ( $NaCl$ ,  $KCl$ ), мало ( $PbCl_2$ ,  $CaSO_4$ ) и практически нерастворимые ( $BaSO_4$ ,  $PbSO_4$ ,  $PbS$ ,  $CaCO_3$ ).

**Классификация:** соли рассматривают как продукт полного или частичного замещения атомов водорода (H) в молекуле кислоты на металл ( $H_2SO_4 \rightarrow NaHSO_4 \rightarrow Na_2SO_4$ ) или замещения гидроксогрупп в основании на кислотный остаток ( $Mg(OH)_2 \rightarrow MgOHCl \rightarrow MgCl_2$ ) (табл. 12).

Таблица 12

Классификация солей

Средние	Кислые	Основные	Двойные	Смешанные	Комплексные
Продукты полного замещения катионов водорода в кислоте на катионы металла	Продукты неполного замещения катионов водорода в кислоте на катионы металла	Продукты неполного замещения гидроксогрупп основания на анионы кислотных остатков	Состоят из двух или более разных катионов и аниона одного типа	Состоят из катиона одного типа металла и двух и более кислотных остатков разных типов	Содержат комплексный ион
$CaCl_2$ , $Na_2SO_4$ , $Ca_3(PO_4)_2$	$NaHCO_3$ , $KHSO_4$ , $KH_2PO_4$	$(CuOH)_2CO_3$ , $(CaOH)_2SO_4$ , $Al(OH)_2Cl$	$KAl(SO_4)_2$ , $KMgP_3$ , $KI-NaI$	$Ca(OCl)Cl$ , $CuBrCl$ , $AlClSO_4$	$K[Al(OH)_4]$ , $K_4[Fe(CN)_6]$ , $[Cu(NH_3)_4](OH)_2$

**Электролитическая диссоциация:** соли – сильные электролиты, существующие в водных растворах в виде положительно заряженных ионов металлов и отрицательно заряженных ионов кислотных остатков.

Практически все соли являются сильными электролитами и в водных растворах полностью диссоциируют на ионы (табл. 13).

Таблица 13

Электролитическая диссоциация солей

<b>Нормальные (средние) соли:</b>	$NaCl \rightarrow Na^+ + Cl^-$ <i>хлорид натрия</i> $Al_2(SO_4)_3 \rightarrow 2Al^{3+} + 3SO_4^{2-}$ <i>сульфат алюминия</i> $NH_4NO_3 \rightarrow NH_4^+ + NO_3^-$ <i>нитрат аммония</i>
<b>Кислые соли:</b>	$KHCO_3 \rightarrow K^+ + HCO_3^-$ <i>гидрокарбонат калия</i> $Ca(H_2PO_4)_2 \rightarrow Ca^{2+} + 2H_2PO_4^-$ <i>дигидрофосфат кальция</i>
<b>Основные соли</b>	$CuOHBr \rightarrow CuOH^+ + Br^-$ <i>гидроксобромид меди (II)</i> $Fe(OH)_2NO_3 \rightarrow Fe(OH)_2^+ + Br^-$ <i>дигидроксонитрат железа (III)</i>
<b>Двойные соли</b>	$K_2SO_4 \cdot Al_2(SO_4)_3 \rightarrow 2K^+ + 2Al^{3+} + 4SO_4^{2-}$ <i>сульфат калия-алюминия</i>
<b>Комплексные соли</b>	$[Ag(NH_3)_2]Cl \rightarrow [Ag(NH_3)_2]^+ + Cl^-$ $K_3[Fe(CN)_6] \rightarrow 3K^+ + [Fe(CN)_6]^{3-}$

**Химические свойства и способы получения солей** (табл. 14, 15).

При написании реакций взаимодействия металлов с растворами солей необходимо помнить, что металл из раствора соли вытесняется более активным металлом. Например, в ряду металлов:



являющегося частью электрохимического ряда напряжений металлов, каждый предыдущий металл вытесняет все последующие в этом ряду металлы из водных растворов их солей.

Таблица 14

Химические свойства солей

Свойства	Уравнения
<b>1. Взаимодействуют со щелочами:</b>	$\text{CuSO}_4 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow$
<b>2. Взаимодействуют с кислотами:</b> Соль 1 + кислота 1 → соль 2 + кислота 2 (образование осадка ↓ или газа ↑)  <b>HNO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, HCl, H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>S, H<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub></b>  —————→ (каждая предыдущая кислота вытесняет из соли последующую)  $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SiO}_3\downarrow$	
<b>3. Взаимодействуют с кислотными оксидами:</b>	$\text{CaCO}_3 + \text{SiO}_2 \rightarrow \text{CaSiO}_3 + \text{CO}_2\uparrow$
<b>4. Взаимодействуют с амфотерными оксидами:</b>	$\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow 2\text{KAlO}_2 + \text{CO}_2\uparrow$
<b>5. Взаимодействуют с другими солями:</b>	$\text{AgNO}_3 + \text{NaCl} \rightarrow \text{AgCl}\downarrow + \text{NaNO}_3$
<b>6. Взаимодействуют с металлами:</b>	$\text{Fe} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu} + \text{FeSO}_4$
<b>7. Разлагаются при прокаливании:</b>  - Соли азотной кислоты: а) если Me левее Mg (исключая Li); б) если Me от Mg до Cu, а также Li; в) если Me правее Cu.  - Соли угольной кислоты: а) карбонаты щелочных металлов кроме Li не разлагаются при нагревании; б) карбонаты серебра и ртути разлагаются до свободного металла; в) все карбонаты разлагаются до соответствующего карбоната.  - Соли аммония: многие соли аммония при прокаливании разлагаются с выделением NH <sub>3</sub> ; некоторые соли аммония – N <sub>2</sub> , NO, NO <sub>2</sub> .	$2\text{CuSO}_4 \xrightarrow{t^0} 2\text{CuO} + 2\text{SO}_2 + \text{O}_2$
	$\text{MeNO}_3 \xrightarrow{t^0} \text{MeNO}_2 + \text{O}_2\uparrow$ $\text{MeNO}_3 \xrightarrow{t^0} \text{MeO} + \text{NO}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow$ $\text{MeNO}_3 \xrightarrow{t^0} \text{Me} + \text{NO}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow$
	$\text{MeCO}_3 \xrightarrow{t^0} \text{MeO} + 2\text{CO}_2\uparrow$ $2\text{Ag}_2\text{CO}_3 \xrightarrow{t^0} 4\text{Ag} + 2\text{CO}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow$ $\text{MeHCO}_3 \xrightarrow{t^0} \text{MeCO}_3 + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$
	$\text{NH}_4\text{Cl} \xrightarrow{t^0} \text{NH}_3\uparrow + \text{HCl}\uparrow$ $\text{NH}_4\text{NO}_3 \xrightarrow{t^0} \text{N}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \xrightarrow{t^0} \text{N}_2\uparrow + \text{Cr}_2\text{O}_3 + 4\text{H}_2\text{O}$

Таблица 15

Способы получения солей

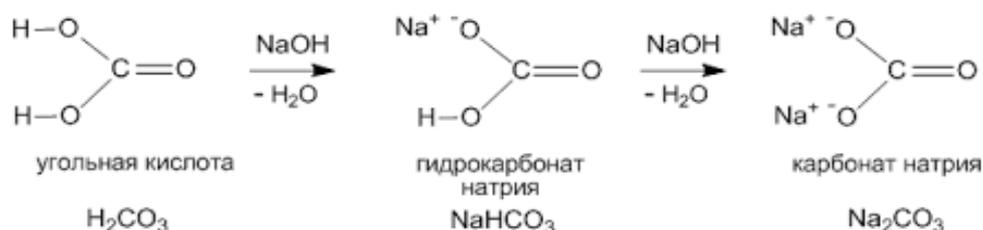
Способ получения	Примеры
1	2
<b>Средние соли</b>	
<b>1. С использованием металлов:</b>	$2\text{Mg} + \text{Cl}_2 = \text{MgCl}_2$ $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\uparrow$ $\text{Fe} + \text{CuSO}_4 = \text{Cu} + \text{FeSO}_4$
<b>2. С использованием оксидов:</b>	$\text{CaO} + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{CO}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{CaO} + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3$ $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{CaO} = \text{Ca}(\text{AlO}_2)_2$
<b>3. Реакцией нейтрализации:</b>	$\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{HCl} + \text{NaHCO}_3 = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$

4. Из солей:	$\text{AgNO}_3 + \text{NaCl} = \text{AgCl}\downarrow + \text{NaNO}_3$ $\text{CuSO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$ $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$
<b>Кислые соли</b>	
1. Реакция неполной нейтрализации кислоты основанием:	<i>кислота (избыток) + основание (недостаток) = кислая соль + вода</i> $2\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{Ba}(\text{OH})_2 = \text{Ba}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
2. Реакция кислоты и средней соли той же кислоты	<i>соль средняя + кислота = кислая соль</i> $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{NaHSO}_4,$ $\text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{CO}_3 = \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$
3. Реакция гидролиза некоторых средних солей	<i>средняя соль + вода = кислая соль + щелочь</i> $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{NaHCO}_3 + \text{NaOH}$ $\text{K}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} = \text{KHS} + \text{KOH}$
<b>Основные соли</b>	
1. Реакция неполной нейтрализации основания кислотой	<i>основание (избыток) + кислота (недостаток) = основная соль + вода</i> $\text{Fe}(\text{OH})_3 + 2\text{HNO}_2 = \text{FeOH}(\text{NO}_2)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
2. Реакция неполного обмена средней соли и щелочи	<i>средняя соль + щелочь = основная соль + средняя соль</i> $2\text{CuSO}_4 + 2\text{KOH} = (\text{CuOH})_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4$ $\text{CaSO}_4 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = (\text{CaOH})_2\text{SO}_4$ $\text{FeCl}_3 + 2\text{KOH} = \text{Fe}(\text{OH})_2\text{Cl} + 2\text{KCl}$
3. Реакция гидролиза некоторых средних солей	<i>средняя соль + вода = основная соль + кислота</i> $\text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{ZnOHCl} + \text{HCl},$ $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{CuOHNO}_3 + \text{HNO}_3$

Существует взаимосвязь получения средних, кислых и основных солей:



Например, согласно схеме, из основной соли – гидрокарбоната натрия можно получить среднюю соль – карбонат натрия по уравнениям:



**Решения типовых заданий:**

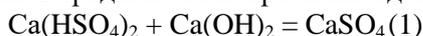
**Пример 1.** Осуществить превращения получения кислых, средних и основных солей, написать уравнения соответствующих реакций:



**Решение:**

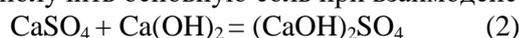
Пишем уравнения реакций используя выше приведенную схему взаимосвязи средних, кислых, основных солей:

а) из кислой соли можно получить среднюю соль при взаимодействии с основанием:



образуется средняя соль – сульфат кальция

б) из средней соли можно получить основную соль при взаимодействии с основанием:



образуется основная соль – гидросульфат кальция

**Задания для самостоятельной работы:**

1. Даны следующие вещества:  $K_2O$ ,  $HCl$ ,  $FeBr_3$ ,  $Cu(OH)_2$ ,  $(CaOH)_3PO_4$ ,  $HNO_3$ ,  $MnSO_4$ ,  $NaHS$ . Выпишите формулы солей, укажите, к какому типу относится каждая соль.
2. Классифицируйте и назовите следующие соли:  $Cu(NO_3)_2$ ,  $(ZnOH)_2S$ ,  $Pb(HSO_4)_2$ ,  $BaI_2$ ,  $[Al(OH)_2]_2SO_3$ ,  $Fe(H_2PO_4)_2$ ,  $Na_2SiO_3$ ,  $KHS$ .
3. Напишите молекулярные и графические формулы следующих веществ и укажите к какому классу относится каждое вещество:
  - а) гидроксокарбонат меди (II),
  - б) оксид азота (V),
  - в) гидроксид никеля (II),
  - г) гидрофосфат бария,
  - д) хлорная кислота,
  - е) гидроксидхрома (III),
  - ж) хлорат калия,
  - з) сероводородная кислота
4. Напишите молекулярные и графические формулы следующих солей:
  - а) дигидрофосфат натрия,
  - б) сульфат алюминия,
  - в) гидрокосульфат цинка,
  - г) дигидроксонитрат алюминия,
  - з) перманганат калия,
  - д) бромид железа (III),
  - е) гидрокарбонат бария,
  - ж) гидроксосиликат кальция,
  - и) дихромат натрия,
  - к) гидросульфид железа (II)
5. Напишите молекулярные и графические формулы нормальных и кислых солей, которые могут быть получены в результате замещения:
  - а) атомов водорода в молекуле сероводородной кислоты атомами бария;
  - б) атомов водорода в молекуле сероводородной кислоты атомами алюминия;
  - в) атомов водорода в молекуле фосфорной кислоты атомами железа. Назовите полученные соли.
6. Напишите молекулярные и графические формулы нормальных и основных солей, которые могут быть получены в результате замещения:
  - а) гидроксидных групп в молекуле  $Al(OH)_3$  кислотными остатками серной кислоты;
  - б) гидроксидных групп в молекуле  $Ca(OH)_2$  кислотными остатками фосфорной кислоты;
  - в) гидроксидных групп в молекуле  $Fe(OH)_3$  кислотными остатками соляной кислоты. Назовите эти соли.
7. Напишите молекулярные и графические формулы нормальных и основных солей, которые могут быть получены в результате замещения:
  - а) гидроксидных групп в молекуле  $Zn(OH)_2$  кислотными остатками азотной кислоты;
  - б) атомов водорода атомами натрия. Назовите эти соли.
8. Напишите уравнения образования всех солей, которые можно получить из: а) гидроксида магния и азотной кислоты, б) гидроксида натрия и угольной кислоты, в) гидроксида алюминия и иодоводородной кислоты, г) гидроксида калия и борной кислоты, д) гидроксида кальция и фосфорной кислоты, е) тригидроксида железа и азотной кислоты, ж) гидроксида стронция и угольной кислоты, з) гидроксида марганца (II) и мышьяковой кислоты, и) гидроксида лития и серной кислоты, к) гидроксида натрия и гидроксида алюминия, л) гидроксида калия и гидроксида цинка, м) гидроксида натрия и гидроксида хрома.
9. Какие соли можно получить, имея в своем распоряжении  $CuSO_4$ ,  $AgNO_3$ ,  $K_3PO_4$ ,  $BaCl_2$ ? Написать уравнения реакций и назвать полученные соли.
10. Можно ли осуществить в растворах указанные ниже реакции:
$$CuSO_4 + BaCl_2 \rightarrow BaSO_4 + CuCl_2;$$
$$FeS + K_2SO_4 \rightarrow FeSO_4 + K_2S;$$
$$AgCl + KNO_3 \rightarrow AgNO_3 + KCl$$
11. Составить уравнения реакций получения хлорида магния:
  - а) действием кислоты на металл;
  - б) действием кислоты на основание;
  - в) действием кислоты на соль.
12. Составить формулы нормальных и кислых солей калия и кальция, образованных: а) угольной кислотой; б) мышьяковистой кислотой.
13. Назвать соли:  $SbONO_3$ ,  $[Fe(OH)_2]_2CrO_4$ ,  $(AlOH)SO_4$ ,  $Cd(HS)_2$ ,  $Ca(H_2PO_4)_2$ .
14. При взаимодействии каких веществ можно получить дигидроортоантимонат натрия, метахромит натрия, гидроортоарсенат калия, сульфат гидроксиалюминия? Составить уравнения реакций.
15. Написать уравнения реакций образования  $Mg_2P_2O_7$ ,  $Ca_3(PO_4)_2$ ,  $Mg(ClO_4)_2$ ,  $Ba(NO_3)_2$  в результате взаимодействия:
  - а) основного и кислотного оксидов;

- б) основания и кислотного оксида;
- в) основного оксида и кислоты;
- г) основания и кислоты.

**Контрольные вопросы:**

1. На какие типы классифицируют соли? Приведите примеры солей различных типов, дайте им названия.
2. Напишите уравнения диссоциации средних, кислых и основных солей, представленных в ваших примерах.
3. Каким образом можно осуществить взаимопревращение средних, кислых и основных солей. Напишите уравнения реакций, назовите полученные продукты.

**1.6. Генетические связи между классами неорганических соединений**

*Генетические связи* – это связи между разными классами, основанные на их взаимопревращениях (рис. 4).

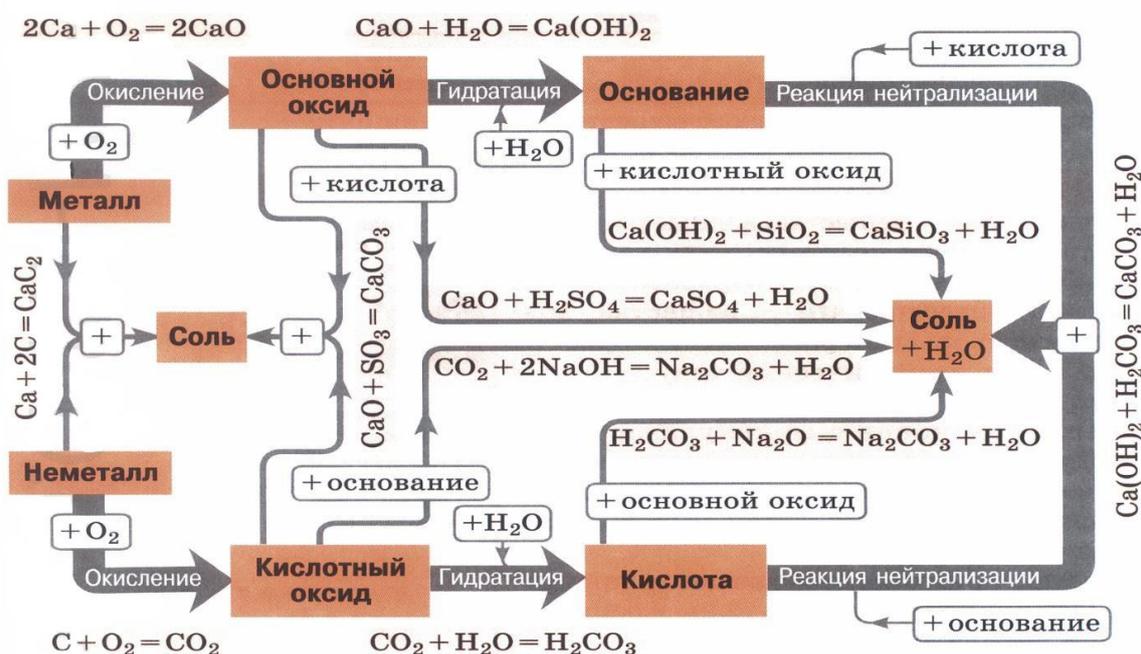


Рис. 4. Генетические связи

Зная классы неорганических веществ, можно составить генетические ряды металлов и неметаллов.

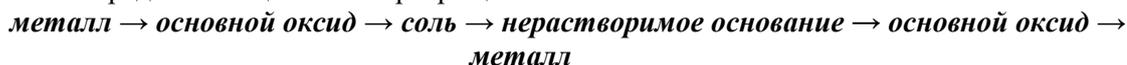
**Среди металлов можно выделить две разновидности рядов:**

1. Генетический ряд, в котором в качестве основания выступает щелочь. Этот ряд можно представить с помощью следующих превращений:



Например,  $K \rightarrow K_2O \rightarrow KOH \rightarrow KCl$

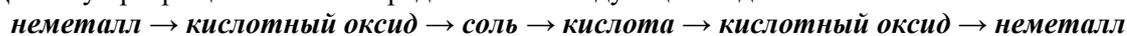
2. Генетический ряд, где в качестве основания выступает нерастворимое основание, тогда ряд можно представить цепочкой превращений:



Например,  $Cu \rightarrow CuO \rightarrow CuCl_2 \rightarrow Cu(OH)_2 \rightarrow CuO \rightarrow Cu$

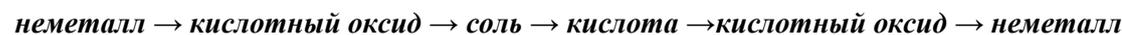
Среди неметаллов также можно выделить две разновидности рядов:

1. Генетический ряд неметаллов, где в качестве звена ряда выступает растворимая кислота. Цепочку превращений можно представить в следующем виде:



Например,  $P \rightarrow P_2O_5 \rightarrow H_3PO_4 \rightarrow K_3PO_4$

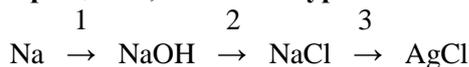
2. Генетический ряд неметаллов, где в качестве звена ряда выступает нерастворимая кислота:



Например,  $Si \rightarrow SiO_2 \rightarrow Na_2SiO_3 \rightarrow H_2SiO_3 \rightarrow SiO_2 \rightarrow Si$

**Решения типовых заданий:**

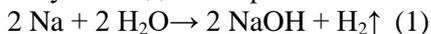
**Пример 1. Осуществите превращения, напишите уравнения соответствующих реакций:**



**Решение:**

Пользуясь таблицами 6, 10, 14, в которых приведены химические свойства оснований, кислот и солей, пишем уравнения реакций:

а) щелочной металл взаимодействует с водой с образованием основания:



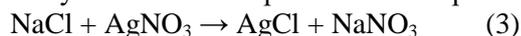
образуется гидроксид натрия и водород

б) гидроксид натрия взаимодействует с кислотой с образованием соли (реакция нейтрализации):



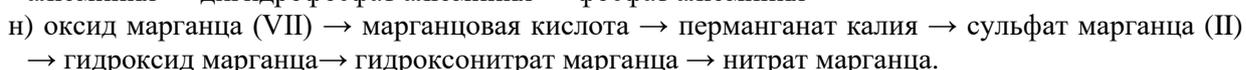
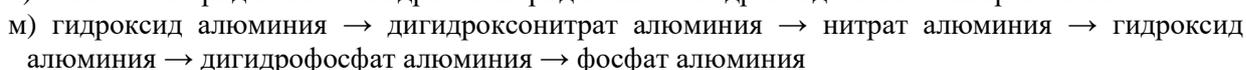
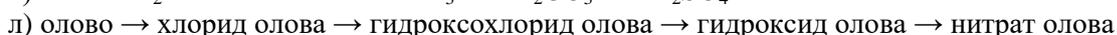
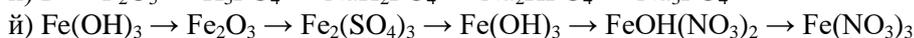
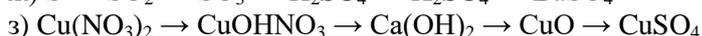
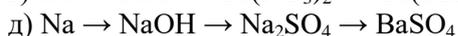
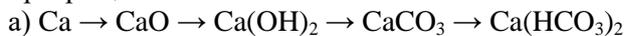
образуется хлорид натрия и вода

в) хлорид натрия взаимодействует с солью с образованием не растворимого соединения:

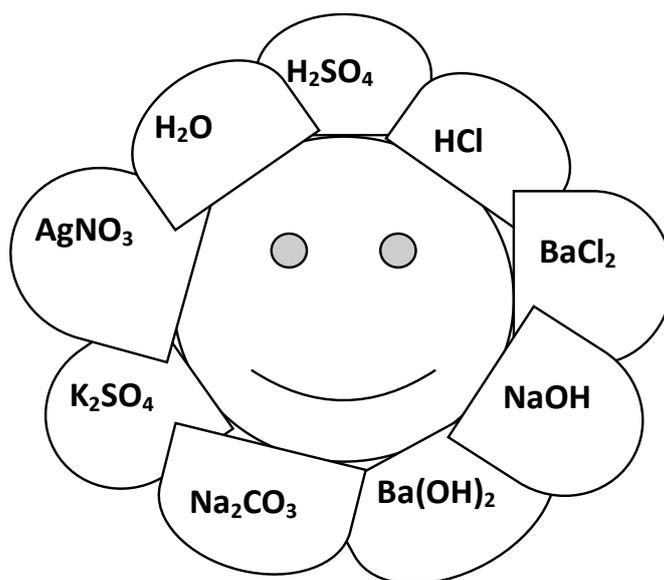


**Задания для самостоятельной работы:**

1. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения:



2. Соедините стрелками «лепестки ромашки», которые могут взаимодействовать друг с другом. Напишите уравнения соответствующих реакций.



3. Заполните таблицу 23-мя уравнениями реакций по приведенной схеме:

	Металл	Вода	Кислотный оксид	Основный оксид	Амфотерный оксид	Кислота	Нерастворимое основание	Щелочь	Амфотерный гидроксид	Соль
Металл		щелочь + H <sub>2</sub> 1				соль + H <sub>2</sub> 2		соль + H <sub>2</sub> 3		соль + Me 4
Вода	щелочь + H <sub>2</sub> 1		кислота 5	щелочь 6						
Кислотный оксид		кислота 5		соль 7	соль 8		соль + H <sub>2</sub> O 9	соль + H <sub>2</sub> O 10	соль + H <sub>2</sub> O 11	
Основной оксид		щелочь 6	соль 7		соль 12	соль + H <sub>2</sub> O 13			соль + H <sub>2</sub> O 14	
Амфотерный оксид			соль 8	соль 12		соль + H <sub>2</sub> O 15		соль 16		
Кислота	соль + H <sub>2</sub> 2			соль + H <sub>2</sub> O 13	соль + H <sub>2</sub> O 15		соль + H <sub>2</sub> O 17	соль + H <sub>2</sub> O 18	соль + H <sub>2</sub> O 19	соль + кислота 20
Нерастворимое основание			соль + H <sub>2</sub> O 9			соль + H <sub>2</sub> O 17				
Щелочь	соль + H <sub>2</sub> 3		соль + H <sub>2</sub> O 10		соль 16	соль + H <sub>2</sub> O 18			соль 21	соль + основание 22
Амфотерный гидроксид			соль + H <sub>2</sub> O 11	соль + H <sub>2</sub> O 14		соль + H <sub>2</sub> O 19		соль 21		
Соль	соль + Me 4					соль + кислота 20		соль + основание 22		соль + соль 23

4. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения. Назовите вещества А, Б, В:
- $\text{Ni} \rightarrow \text{A} \rightarrow \text{NiCl}_2 \rightarrow \text{Б} \rightarrow \text{NiSO}_4$ ;
  - $\text{Na} \rightarrow \text{A} \rightarrow \text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Б} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4$ ;
  - хлорид железа (II)  $\rightarrow \text{A} \rightarrow$  оксид железа (II)  $\rightarrow \text{Б} \rightarrow$  сульфат железа (II);
  - фосфор (V)  $\rightarrow \text{A} \rightarrow$  фосфорная кислота  $\rightarrow \text{Б} \rightarrow$  фосфат кальция;
  - медь  $\rightarrow \text{A} \rightarrow$  хлорид меди  $\rightarrow \text{Б} \rightarrow$  гидросульфат меди  $\rightarrow \text{В} \rightarrow$  фосфат меди;
  - оксид магния  $\rightarrow \text{A} \rightarrow$  гидрофосфат магния  $\rightarrow \text{Б} \rightarrow$  гидроксохлорид магния  $\rightarrow$  хлорид магния.
5. Даны вещества – известняк  $\text{CaCO}_3$  и соляная кислота. Не используя никаких других веществ, получите не менее 11 новых веществ, в том числе 4 простых. Напишите уравнения соответствующих реакций и укажите условия их протекания.
6. Напишите уравнения реакций, при помощи которых исходя из четырех простых веществ – калия, серы, кислорода и водорода – можно получить три средние соли, три кислоты и три кислые соли
7. Как используя, простые вещества – кальций, фосфор и кислород – можно получить фосфат кальция?
8. Составить уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить указанные превращения:
- $\text{Ba} \rightarrow \text{BaO} \rightarrow \text{BaCl}_2 \rightarrow \text{Ba(NO}_3)_2 \rightarrow \text{BaSO}_4$ ;
  - $\text{Mg} \rightarrow \text{MgSO}_4 \rightarrow \text{Mg(OH)}_2 \rightarrow \text{MgO} \rightarrow \text{MgCl}_2$
9. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно получить шесть средних солей, используя сульфид железа (II), кислород, раствор гидроксида натрия, растворы соляной и серной кислот.

10. Напишите уравнения всех возможных реакций между следующими веществами, взятыми попарно:
- оксид калия + оксид фосфора;
  - гидроксид бария + серная кислота;
  - йодид калия + нитрат свинца;
  - гидроксид бария + хлороводородная кислота;
  - оксид углерода + оксид свинца;
  - оксид магния + хлороводородная кислота;
  - сульфид натрия + хлорид кальция.
11. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно получить гидроксохлорид меди, гидросульфид калия, гидрокарбонат кальция.
12. В четырех пробирках без надписей находятся растворы следующих веществ: сульфата натрия, карбоната натрия, нитрата натрия, йодида натрия. С помощью, каких реагентов можно определить, где какая находится? Напишите уравнения реакций.
13. В трех пробирках находятся следующие сухие вещества: оксид кальция, оксид алюминия, оксид фосфора. При помощи каких реагентов можно различить эти вещества? Напишите уравнения реакций.
14. Как при помощи одного реагента определите, в какой пробирке находятся сухие соли: хлорид натрия, карбонат натрия, сульфид натрия. Напишите уравнения соответствующих реакций.
15. В пробирках находятся три раствора: нитрата кальция, соляной кислоты и карбоната натрия. Как, не используя других реактивов, различить эти растворы? Напишите уравнения реакций.

### 1.7. Правила техники безопасности в химической лаборатории

#### *Требования к выполнению лабораторной работы:*

Выполнение лабораторных работ позволяет студентам заниматься самостоятельной познавательной работой и развивать их мыслительную способность. При выполнении опытов студенты приобретают новые и применяют ранее известные им знания для решения практических задач по получению и распознаванию веществ, разделению смесей, установлению условий протекания реакций и др.

Основой успешного проведения лабораторной работы является предварительная подготовка к ним. Студенты получают задание к предстоящему занятию за несколько дней, должны прочитать описания предстоящих работ по учебнику, обдумать цель работы, написать уравнения, решить задачи, сделать рисунок прибора, приготовить схему отчета и внести в нее предварительные записи.

Таким образом, выполнение каждой лабораторной работы предусматривает самостоятельную работу студента, которая заключается в следующем:

- Оформление лабораторной работы в рабочей тетради.
- Изучение теоретического материала лабораторной работы по учебникам.
- Самостоятельный поиск ответов на задачи и вопросы, поставленные к каждому заданию.
- Чтобы наблюдения носили более продуктивный характер, студентам нужно заносить результаты наблюдений опытов в таблицы, схемы или изобразить наблюдаемые явления в виде рисунков.
- Для лучшего осмысления сути выполняемых экспериментов сделать обобщающие выводы.

Лабораторную работу оформляют в виде таблицы. Ниже приводится примерная схема опытов по теме «Свойства водорода» (табл. 16). Отчет должен быть иллюстрирован зарисовками прибора и отдельных стадий опытов.

Таблица 16

Ход выполнения опыта	Уравнения реакций	Наблюдения	Выводы
1. Собрать прибор для получения водорода, испытать его и укрепить в штативе 2. Положить в пробирку 10 гранул цинка и налить соляной кислоты до 1/3 объема пробирки. Закрывать пробирку пробкой с газоотводной трубкой	$\text{Zn} + \text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2 \uparrow$	При погружении конца газоотводной трубки в воду и согревании пробирки рукой выделяются пузырьки воздуха	Пробка не пропускает газ – прибор «держит»
		Сразу же началась энергичная реакция	При реакции соляной кислоты с цинком выделяется водород, образуется хлорид цинка

### ***Основные правила безопасности в химической лаборатории:***

1. На лабораторном столе во время работы не должны находиться посторонние предметы.
2. В лаборатории следует работать в хлопчатобумажном халате, волосы должны быть убраны.
3. В лаборатории строго запрещается принимать пищу.
4. Во время выполнения работы необходимо мыть руки.
5. Работать нужно аккуратно, результат опыта зависит от чистоты проведения эксперимента.
6. Все опыты с ядовитыми и пахучими веществами выполнять в вытяжном шкафу.
7. Химические реактивы брать только шпателем, пинцетом или ложечкой (***не руками!***).
8. Незрасходованные реактивы не высыпать и не выливать обратно в те сосуды, откуда они были взяты.
9. При нагревании растворов и веществ в пробирке необходимо использовать держатель. Отверстие пробирки должно быть направлено в сторону от себя и других работающих.
10. Нельзя наклоняться над сосудом, в котором происходит нагревание или кипячение жидкости.
11. При необходимости определения запаха, выделяющегося при реакции газов, нужно легким движением ладони направить струю газа от отверстия реакционного сосуда к себе и осторожно вдохнуть.
12. При разбавлении концентрированных кислот и щелочей небольшими порциями приливать кислоту (или концентрированный раствор щелочи) в воду, а не наоборот.
13. При попадании концентрированного раствора кислоты на кожу промыть место ожога струей воды в течение нескольких минут. После этого обработать обожженное место 3%-м раствором питьевой соды.
14. При ожоге концентрированными растворами щелочей промыть обожженное место струей воды в течение нескольких минут. После этого обработать обожженное место 1%-м раствором уксусной или борной кислоты и снова водой.
15. При термическом ожоге охладить пораженное место, для чего поместить его под струю холодной воды. После охлаждения смазать мазью от ожогов.
16. При попадании раствора любого реактива в глаз немедленно промыть его большим количеством воды, после чего сразу же обратиться к врачу.
17. Со всеми возникающими вопросами сразу же обращаться к преподавателю или лаборанту.

### ***Первая помощь при несчастных случаях:***

1. При термических ожогах первой степени (краснота и припухлость) обожженное место надо обработать спиртовым раствором танина, 96%-ным этиловым спиртом или раствором перманганата калия. При ожогах второй и третьей степени (пузыри и язвы) допустимы только обеззараживающие примочки из раствора перманганата калия, после чего необходимо обратиться к врачу.
2. При ожогах кислотами необходимо промыть пораженное место большим количеством проточной воды, а затем 3 %-ным раствором гидрокарбоната натрия, после чего – снова водой.
3. При ожогах щелочами нужно промыть очаг поражения проточной водой, а затем разбавленным раствором борной или уксусной кислоты, после чего обратиться к врачу.
4. При ожогах фенолом очаг поражения следует обработать 70 %-ным этиловым спиртом, а затем глицерином до исчезновения белых пятен на коже. При отравлении парами фенола категорически запрещается пить молоко.
5. При ожогах бромом его нужно смыть 96%-ным спиртом или разбавленным раствором щелочи, после чего место поражения смазать мазью от ожогов и обратиться к врачу. При отравлении парами брома необходимо несколько раз глубоко вдохнуть пары этилового спирта, а затем выпить молоко.
6. При попадании на кожу едких органических веществ, не растворимых в воде, их необходимо смыть большим количеством подходящего растворителя. После оказания первой помощи пострадавший должен быть направлен в медпункт.

## **1.8. Лабораторная работа 1. Техника химического эксперимента**

***Цель работы*** – ознакомление с основными видами химической посуды, используемой в выполнении лабораторных работ, изучение их назначения и применения в химическом эксперименте, приобретение навыков техники выполнения химического эксперимента и безопасного обращения с лабораторным оборудованием.

**Оборудование:**

Химическая посуда: пробирки, цилиндры, мензурки, химические стаканы, воронки, бюретки, пипетки, конические колбы, мерные колбы, ступка с пестиком, тигли с крышками, выпарительные чашки

Вспомогательные приспособления: резиновые шланги и пробки, лапки, зажимы, шпатели, ложки, шипцы, пинцеты, штативы, стеклянные палочки, фильтровальная бумага, стеклянные газоотводные трубки

Нагревательные приборы: спиртовка, водяная баня,

Установки: аппарат Киппа, прибор Кирюшкина

Химическая посуда должна быть устойчива к воздействию химических реагентов, легко отмываться от загрязнений, а материал её должен быть термоустойчив и обладать малым коэффициентом теплового расширения (рис. 5). Наиболее распространённым материалом для химической посуды является стекло; во многих случаях применяются и другие материалы: фарфор, кварц, платина.

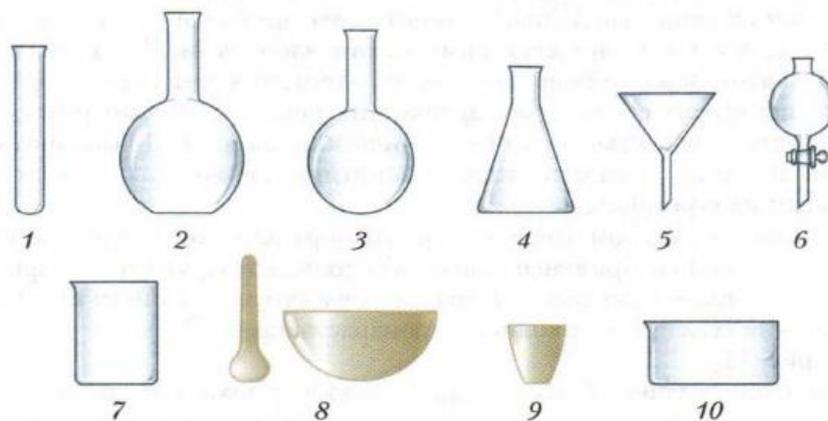


Рис. 5. Химическая посуда: 1 – пробирка; 2 – колба плоскодонная; 3 – колба круглодонная; 4 – коническая колба; 5 – воронка обычная; 6 – воронка капельная; 7 – химический стакан; 8 – фарфоровая ступка с пестиком; 9 – фарфоровый тигель; 10 – кристаллизатор

**Химическая посуда общего назначения:**

*Пробирки* используются для проведения большинства простейших опытов и как деталь собираемых приборов (рис. 6). Незаменимы пробирки с боковым отводом. Конические пробирки из толстостенного стекла нужны для центрифугирования.

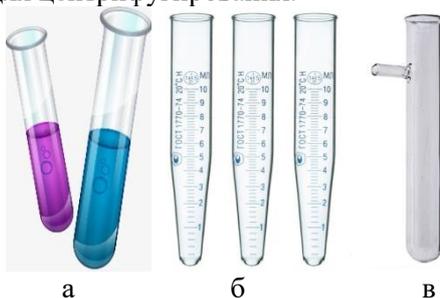


Рис. 6. Пробирки: а) – обычная, б) – коническая, в) – с боковым отводом

В лаборатории применяются различные колбы. *Плоскодонная колба* используется для приготовления и хранения растворов. *Круглодонная колба* служит для проведения разнообразных химических операций и реакций при различных температурах. *Коническая колба* используется для хранения жидких и твердых веществ, а также для проведения различных химических операций, например, титрования, перекристаллизации.

*Лабораторные воронки* конусообразной формы служат для переливания жидкостей из сосуда в сосуд, для фильтрования при помощи вкладного фильтра, для переноса сухих веществ в колбы и т.д. При переливании жидкости в колбу или бутылку воронку не следует наполнять до краев. Если воронка плотно прилегает к горлу сосуда, то переливание затрудняется. В таких случаях рекомендуется между воронкой и горлом сосуда вложить полоску бумаги.

*Капельные воронки* служат для внесения жидких реагентов в реакционный сосуд малыми порциями – по каплям. *Делительные воронки* применяют для разделения несмешивающихся жидкостей.

*Химические стаканы* служат для хранения жидких и твердых веществ, а также для проведения простейших химических операций (растворение, нагревание). Химические стаканы нельзя нагревать на открытой спирали электрической плитки, их следует нагревать только через асбестовую сетку или на водяной бане.

*Кристаллизатор* применяют при кристаллизации или перекристаллизации или для охлаждения веществ.

*Стеклянная палочка* предназначена для размешивания веществ в химической посуде. Для предохранения посуды от случайного растрескивания при размешивании веществ на конец стеклянной палочки надевают кусочек резиновой трубки.

*Капельницы* применяют для хранения и переливания небольших объемов жидкостей, чаще всего – растворов индикаторов. Из капельницы с резиновым колпачком жидкость с помощью резинового колпачка набирают в пипетку по каплям приливают в реакционный сосуд.

*Мерная посуда* имеет точную градуировку, её нельзя нагревать (рис. 7).

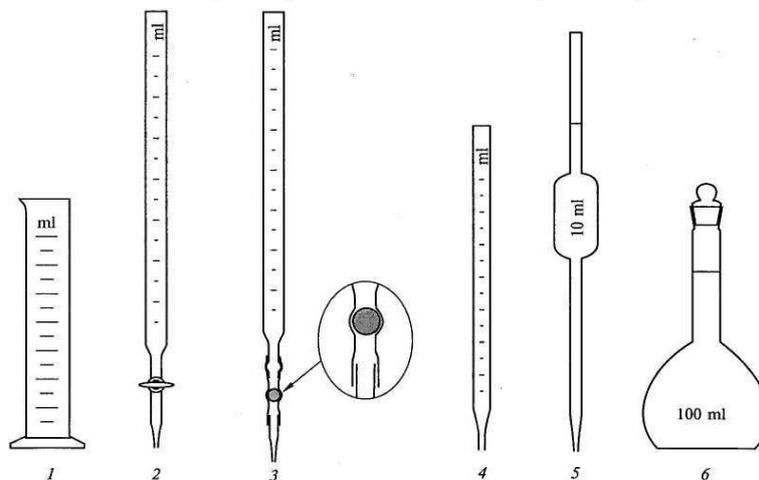


Рис. 7. Мерная посуда: 1 – мерный цилиндр; 2 – бюретка с краном; 3 – бюретка с шариком; 4 – пипетка градуированная; 5 – пипетка Мора; 6 – мерная колба

*Мерные цилиндры и мензурки* применяют для отмеривания вспомогательных растворов реактивов, объемы которых не учитываются при вычислении результатов анализа. Они не пригодны для точного измерения объемов. На наружной стенке мерных цилиндров нанесены деления, против которых стоят цифры, указывающие объем в миллилитрах (рис. 8).



Рис. 8. Цилиндры и мензурки

*Мерные колбы* применяют для приготовления растворов строго определенной концентрации.

*Пипетки* предназначены для точного отбора определенного объема жидкости, перенесения его из одного сосуда в другой. Пипетки бывают двух видов: простые, рассчитанные на выливание, и, градуированные (измерительные), по которым можно опорожнять жидкость по частям (рис. 9). Для заполнения пипетки жидкостью используют резиновые груши.

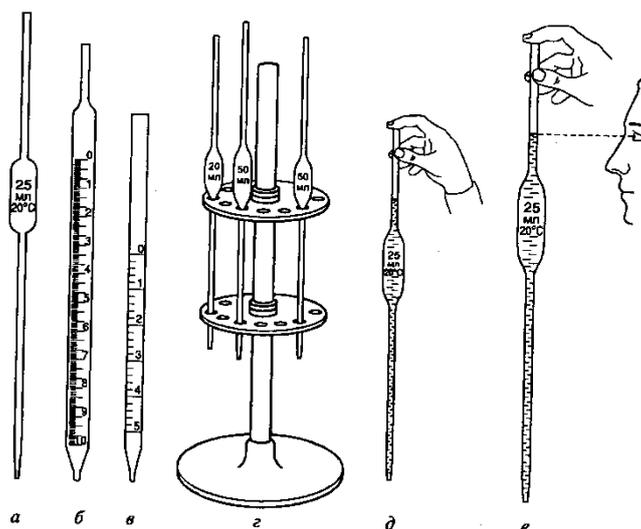


Рис. 9. Пипетки мерные: а – Пипетка Мора; б – градуированная пипетка; в – микропипетка; г – штатив для мерных пипеток; д – заполнение пипетки жидкостью; е – определение отмеренного объёма жидкости

*Бюретка* предназначена для точного отбора определенного объема жидкости и для титрования. Она представляет собой длинную стеклянную трубку, к суженному концу которой с помощью резинового шланга присоединяют оттянутый стеклянный капилляр. Затвором обычно служит стеклянный шарик, находящийся в резиновом шланге или зажим Мора. Чтобы заставить вытекать жидкость из бюретки, нужно слегка сжать резину сбоку в том месте, где помещается шарик (рис. 10).

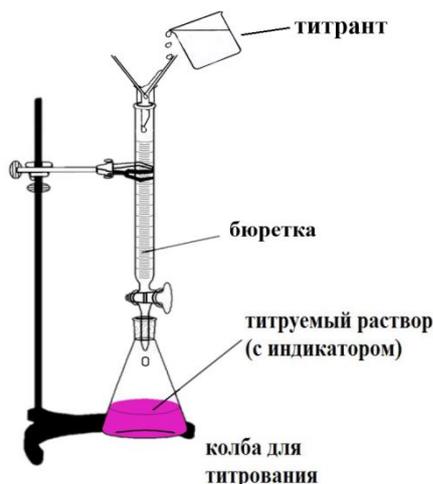


Рис. 10. Классический прибор для титрования

*Фарфоровая химическая посуда* по сравнению со стеклянной, более прочна и термостойка, но непрозрачна и тяжела (рис. 11).

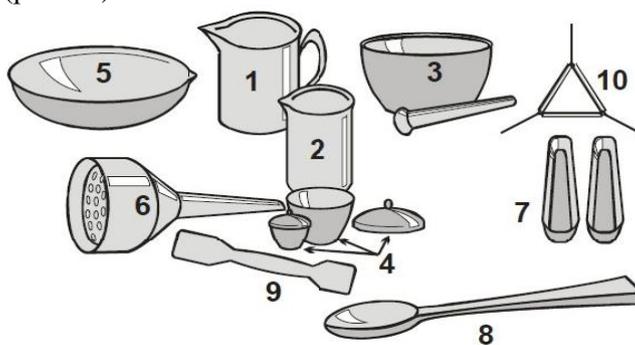


Рис. 11. Фарфоровая посуда: 1 – кружка; 2 – стакан; 3 – ступка с пестиком; 4 – тигли с крышками; 5 – выпарительная чаша; 6 – воронка Бюхнера; 7 – лодочки; 8 – ложка; 9 – шпатель; 10 – треугольник

*Выпарительные чашки* нужны для упаривания растворов.

*Тигли* незаменимы для прокаливания твердых веществ, плавления металлов и т.д.

*Ступки с пестиком* служат для измельчения твердых веществ.

*Треугольники* используются для размещения в нем тигля. Треугольник помещают на кольцо штатива.

#### **Вспомогательные приспособления:**

К вспомогательным приспособлениям относят сверла для пробок, винтовой зажим, шпатель, ложка для сжигания, тигельные щипцы, держатель для пробок.

*Резиновые шланги* необходимы для плотного соединения стеклянных трубок. Толстостенные резиновые шланги для подвода газа и воды.

*Зажимы* предназначены для предотвращения утечки газов, воды по резиновым шлангам.

*Шпатели, ложки, щипцы* служат для пересыпания химических реактивов. Для пробы на сгорание – металлическая ложечка.

*Щипцы и пинцеты* используют для перенесения горячих чашек, тиглей или реактивов.

*Ерши* применяют для мытья пробирок, колб и другой химической посуды.

*Фильтровальная бумага* нужна для фильтрования, в качестве подстилки или для впитывания пролитой на стол жидкости.

*Штативы для пробирок* бывают деревянные, пластмассовые и металлические.

#### **Правила выбора способа мытья посуды:**

1. Знать свойства загрязняющих посуду веществ.
2. Использовать растворимость загрязнений в воде (холодной и горячей), в растворах щелочей, кислотах.
3. Использовать свойства окислителей окислять в определенных условиях органические и неорганические загрязнения, разрушать их с образованием легко растворимых соединений.
4. Использовать для мытья вещества, обладающие поверхностно-активными свойствами (мыло, синтетические моющие вещества и др.).
5. Всегда соблюдать технику безопасности при мытье посуды с неизвестными загрязнениями.

#### **Правила мытья и сушки посуды:**

1. Посуда всегда должна быть чистой и ополоснута дистиллированной водой.
2. При работе с ершом нужно следить, чтобы нижним его не проткнуть дно или не пробить стенку сосуда.
3. При мытье посуды необходимо экономно расходовать моющие средства.
4. Осадки и растворы ценных веществ (йод, серебро, платина, ртуть и др.) нельзя выбрасывать, их следует собирать в отдельные склянки.
5. Концентрированные растворы кислот и щелочей, дурно пахнущие и ядовитые вещества, хромовую смесь и др. нельзя выливать в раковину.
6. Следует соблюдать осторожность при использовании для мытья посуды концентрированных щелочей, кислот, хромовой смеси и других окислителей.
7. При работе с органическими растворителями следует избегать вдыхания их паров, попадания растворителей на руки и одежду и помнить об огнеопасности органических растворителей.
8. Для отмывания загрязнений предпочитают наиболее дешевые средства.

#### **Техника химического эксперимента:**

**Взятие пробы твердого вещества.** Внимательно прочитайте этикетку банки и убедитесь, что там находится нужное вещество. Откройте крышку, сухим шпателем наберите немного вещества. Закройте банку с реактивом и вымойте шпатель. *Взятый по ошибке в избытке реактив возвращать обратно в склянку нельзя!*

**Взятие пробы раствора.** Убедившись, что в склянке находится необходимый вам раствор, откройте пробку, положите ее на стол рядом со склянкой, перевернув так, чтобы капли раствора не запачкали стол. Отлейте необходимый объем раствора в пробирку, аккуратно снимите последнюю каплю с горлышка склянки, после того сразу закройте склянку крышкой. Взятый по ошибке в избытке реактив возвращать обратно в склянку нельзя!

**Отмеривание определенного объема раствора.** Отмеривание больших объемов раствора проводят с помощью мерного цилиндра. Аккуратно налейте раствор в цилиндр так, чтобы нижний край мениска раствора находился на нужном делении.

**Нагревание в пламени спиртовки пробирки с раствором.** Пробирку с раствором зафиксируйте в держателе так, чтобы не лопнуло стекло. Поднесите ее к верхней части пламени и 5-7-ю продольными движениями прогрейте всю поверхность пробирки, направляя отверстие пробирки

от себя и от работающих рядом студентов. Затем осторожно, избегая кипения и выплескивания раствора, нагревайте реакцию смесь (рис. 12).



Рис. 12. Правила работы со спиртовкой

**Нагревание на водяной бане.** Водяную баню заполните водой на 2/3 объема, поставьте на треножник и нагревайте в пламени горелки или на электрическую плитку до кипения (рис. 13).

Тигельными щипцами снимите кольца крышки так, чтобы осталось отверстие, по размеру близкое к диаметру нагреваемой колбы, и поставьте в баню колбу с реакционной смесью. Во избежание ожога вынимайте колбу осторожно, после того как горелка будет выключена. Горячую колбу надо ставить не на открытый лабораторный стол, а на асбестовую сетку.



Рис. 13. Нагревание на водяной бане

**Сжигание твердых веществ.** (Эту операцию проводите только под тягой с закрытым стеклом!). В металлическую ложечку наберите немного твердого вещества, затем, держа ложечку за самый конец, внесите в пламя горелки и дождитесь воспламенения вещества. После этого уберите ложечку из пламени, дождитесь окончания горения, а затем вынесите продукт реакции из-под тяги.

**Охлаждение.** Для охлаждения до комнатной температуры чаще всего применяют воду. Если не требуется быстрое охлаждение, то достаточно погрузить реакционную колбу или стакан в большой сосуд, через который непрерывно протекает холодная вода. Для охлаждения до 0° С пользуются льдом. При работе с некоторыми водными растворами, где небольшое разбавление допустимо, очень быстрого охлаждения можно достичь, добавляя кусочки льда непосредственно в реакционную смесь.

**Фильтрование** – это процесс очистки жидкости посредством пористой структуры фильтра. Отверстия фильтра, через которые пропускается фильтрат, столь малы, что способны задерживать содержащиеся в жидкости твердые частицы.

Существует два вида фильтров: простые и складчатые. *Простой фильтр* представляет собой круглый бумажный фильтр, сложенный в четверо (рис. 14, а).

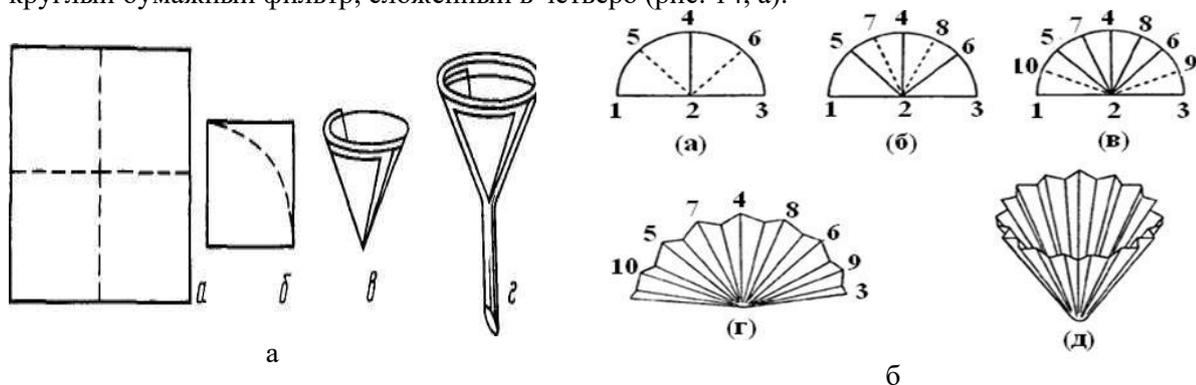


Рис. 14. Фильтры: а – изготовление простого фильтра; б – изготовление складчатого фильтра

*Складчатые фильтры* имеют большую фильтрующую поверхность, что намного ускоряет процесс фильтрования. Складчатый фильтр имеет более сложную форму. Для его изготовления круглый фильтр складывают вчетверо, а затем сгибают «гармошкой» (рис. 14, б).

**Фильтрование.** Для проведения операции используется бумажный фильтр. Простой фильтр готовят из фильтровальной бумаги, для этого круг подходящего диаметра вырезают из куска бумаги по размеру воронки. Полученный конус вставляют в воронку и смачивают, край фильтра должен быть ниже края воронки примерно на 5 мм. Стеклообразную воронку с фильтром помещают в кольцо штатива так, чтобы нижний конец ее соприкасался со стенкой стакана, в который фильтруется раствор (рис. 15).

Фильтруемую смесь переносят на фильтр по стеклянной палочке.

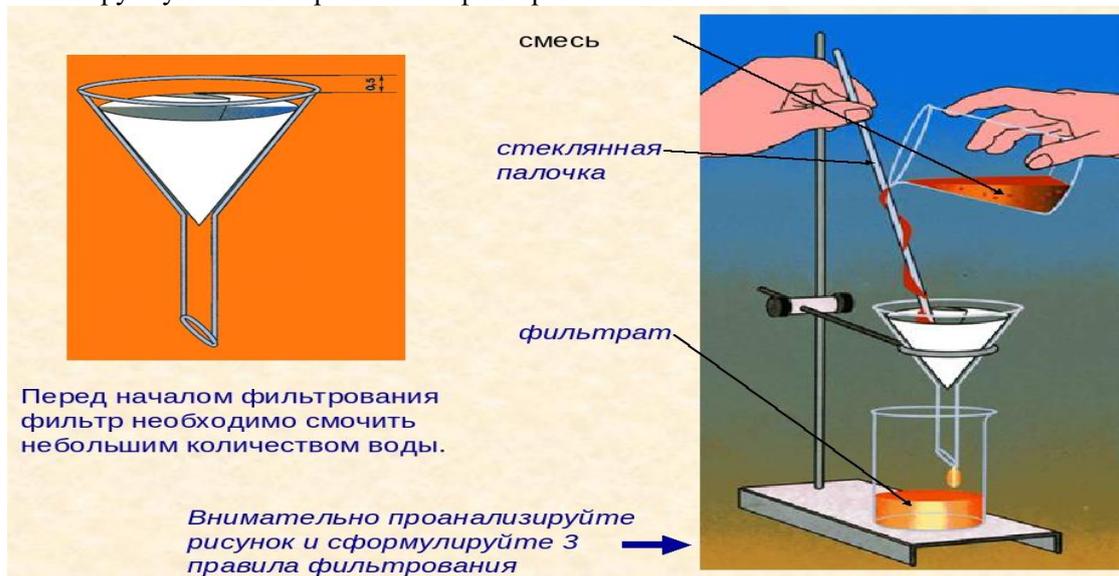


Рис. 15. Фильтрование при атмосферном давлении

Для получения больших объемов газов (водорода, диоксида углерода, сероводорода) применяется аппарат Киппа (рис. 16), состоящий из основного сосуда с шарообразным расширением и воронки с длинным стебельком.

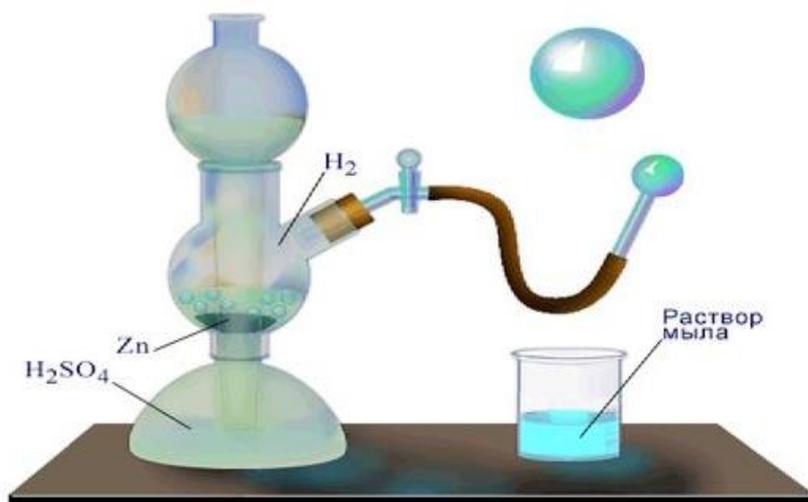


Рис. 16. Аппарат Киппа и получение водорода

В узкой части основного сосуда расположен пластиковый диск для размещения твердого вещества, в шарообразной части имеется кран для отвода газа, в нижней полушарии – тубус для слива отработанных растворов, закрытый пробкой.

Для получения небольших объемов газов используют лабораторный прибор Кирюшкина (рис. 17), представляющий собой большую пробирку, в которую вставлена воронка с длинным стебельком, вмонтированная в резиновую пробку.

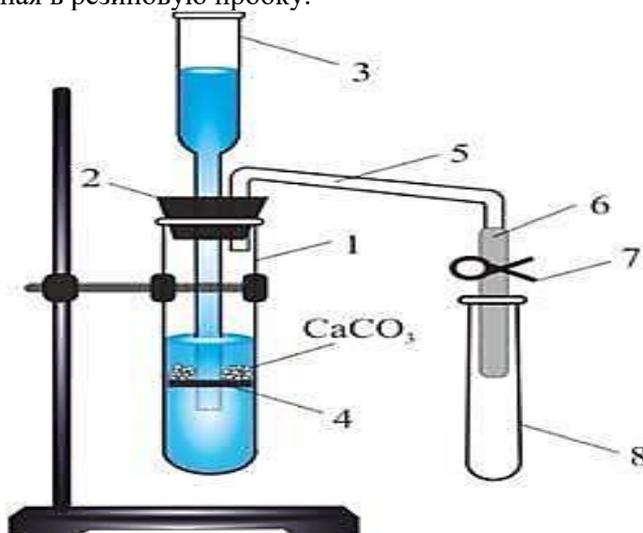


Рис. 17. Прибор Кирюшкина: 1 – пробирка; 2 – резиновая пробка; 3 – воронка; 4 – резиновое (пластмассовое) кольцо; 5 – стеклянная газоотводная трубка; 6 – резиновая трубка; 7 – зажим; 8 – пробирка для собирания газа

На стебельке укреплено резиновое кольцо для размещения твердых реагентов. Пробирка имеет газоотводную трубку. Принцип работы прибора и порядок его зарядки такой же как у аппарата Киппа. В приборе Кирюшкина получают газы без нагревания реакционной смеси.

Для получения газов разложением твердых веществ собирают установку, изображенную на рисунке 18.



Рис. 18. Установка для получения газов термическим разложением твердых веществ

**Получение газа.** Для проведения операции пробирку-реактор с подобранной резиновой пробкой и газоотводной трубкой закрепите в лапке штатива вертикально. Газоотводную трубку направляйте вверх или вниз в зависимости от плотности получаемого газа. Высота закрепления пробирки должна соответствовать высоте пламени горелки. Пробирку-реактор с твердым веществом укрепите в штативе и закройте пробкой, погрейте пламенем горелки всю поверхность, а затем нагревайте часть пробирки с веществом.

**Задание:**

1. Ознакомьтесь с химической посудой, представленной в вашей лаборатории. Классифицируйте лабораторную посуду по назначению. Дайте характеристику материала, из которого изготовлена химическая посуда и области ее применения.
2. Выберите мерную посуду. Дайте определение и назначение каждой посуде, используемой для выполнения количественного анализа. Соберите установку для титрования.
3. Какие виды техники химического эксперимента используются при выполнении опытов? Перечислите основные нагревательные приборы. Каковы правила обращения с нагревательными приборами?
4. Предназначение спиртовки. Каковы правила работы со спиртовкой? Как правильно проводить нагревание раствора в пробирке, покажите своими действиями и объясните порядок действий при работе со спиртовкой.
5. Изготовьте разные виды фильтров, соберите установку для фильтрования и покажите порядок действий при выполнении операции.
6. Соберите установку для собирания газов (аппарат Киппа, прибор Кирюшкина). Объясните назначение установки и порядок проведения операции.

**Рекомендуемая литература:** № 1 – 6 (стр. 128).

**1.9. Лабораторная работа 2. Получение оксидов и изучение их свойств**

**Цель работы** – ознакомление со способами получения оксидов в лабораторных условиях; изучение химических свойств основных оксидов; приобретение навыков химического эксперимента по сбору установки и разложению твердых веществ для получения нового продукта, а также приобретение навыков проведения реакции сжигания твердого вещества.

<p><b>Реактивы:</b>          гранулы лития Li, порошки основного карбоната меди (II) <math>(\text{CuOH})_2\text{CO}_3</math>, карбоната магния <math>\text{MgCO}_3</math>, оксида цинка ZnO, оксида алюминия <math>\text{Al}_2\text{O}_3</math> и оксида хрома (III) <math>\text{Cr}_2\text{O}_3</math>, серы S, красного фосфора P, сульфита натрия <math>\text{Na}_2\text{SO}_3</math>, кусочки мрамора <math>\text{CaCO}_3</math>, известковая вода <math>\text{Ca}(\text{OH})_2</math>, дистиллированная вода, раствор соляной кислоты HCl, щелочи NaOH, метилоранж, лакмус, фенолфталеин</p>	<p><b>Оборудование:</b>          пробирки, пробиркодержатель, штатив для пробирок, шпатель, спиртовка, пробки с газоотводной трубкой, штатив, стакан, щипцы, фарфоровая чашка, железная ложечка, колбы с пробкой, аппарат Киппа, керамическая плитка, воронка, спички, промывалка</p>
---	---

## Опыт 1. Получение основных оксидов

### 1) Получение оксида меди (II) реакцией разложения

**Ход работы:** в пробирку насыпьте немного основного карбоната меди (II) и закройте пробкой с газоотводной трубкой. Соберите установку, укрепите пробирку горизонтально в штативе, предварительно встряхнув ее так, чтобы над солью образовался слой воздуха и начните постепенно нагревать (рис. 19).

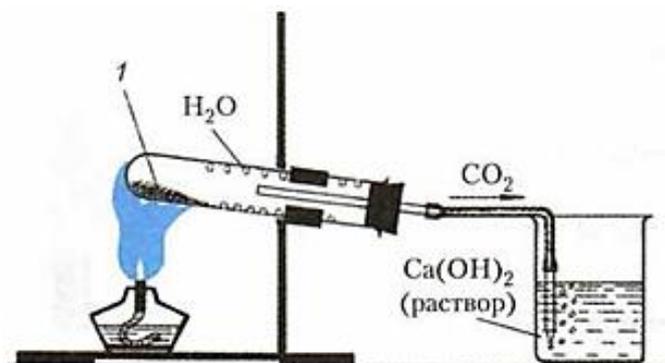


Рис. 19. Разложение основного карбоната меди (II)

**Задание:** Наблюдайте за ходом проведения реакции, сделайте выводы. Напишите уравнения реакций. Объясните, почему происходит помутнение раствора с гидроксидом кальция, напишите уравнение реакции.

### 2) Получение оксида лития реакцией соединения

**Ход работы:** возьмите кусочек лития (на кончике шпателя) щипцами и сожгите над сухой фарфоровой чашкой (рис. 20). (*Опыты с металлами проводите под тягой во избежание ожогов искрами!*).



Рис. 20. Горение лития

**Задание:** Наблюдайте за ходом проведения реакции, сделайте выводы. Какие продукты окисления образуются в этом случае? Напишите уравнения реакций, назовите продукты реакций.

### 3) Получение оксида магния реакцией разложения

**Ход работы:** в пробирку с газоотводной трубкой возьмите немного (на кончике шпателя) карбоната магния. Соберите установку, закрепите пробирку в штативе и прокалите в пламени спиртовки.

**Задание:** Полученный газообразный продукт отведите в стакан с известковой водой  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ . Объясните последовательность помутнения раствора, напишите уравнение реакции, назовите продукты реакций.

## Опыт 2. Изучение химических свойств основных оксидов

**Ход работы:** испытайте отношение основных оксидов меди (II), магния и кальция к воде, растворам щелочи и кислоты. Отметьте происходящие изменения. Укажите цвет продукта реакции, его агрегатное состояние.

**Задание:** сделайте вывод о характере оксида. Во всех ли опытах протекает реакция, объясните причину. Напишите уравнения всех проведенных реакций, назовите продукты реакций.

## Опыт 3. Получение кислотных оксидов

### 1) Получение оксида серы (IV) реакцией соединения

**Ход работы:** кусочек серы положите на железную ложечку, подожгите и опустите в колбу с водой (рис. 21). Когда сера сгорит, закройте колбу пробкой и встряхните (**ТЯГА!**).

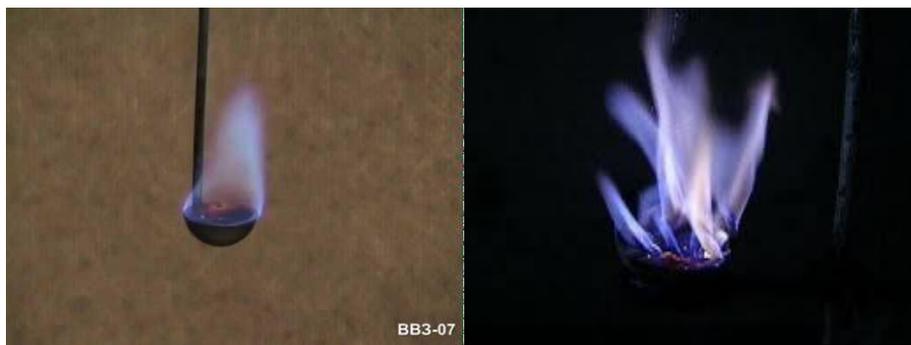


Рис. 21. Горение серы в воздухе и в кислороде

**Задание:** Испытайте реакцию полученного раствора индикатором и объясните происходящее явление. Напишите уравнения реакций получения сернистого газа, его взаимодействия с водой и схему равновесия в полученном растворе. Выпишите значения констант ступенчатой диссоциации сернистой кислоты.

### 2) Получение оксида углерода (IV) реакцией обмена

**Ход работы:** в аппарат Киппа положите кусочки мрамора и налейте раствор соляной кислоты (1:4) (рис. 22). Наблюдайте выделение газа. Выделяющийся из аппарата Киппа газ пропустите в пробирку со свежеприготовленной известковой водой.

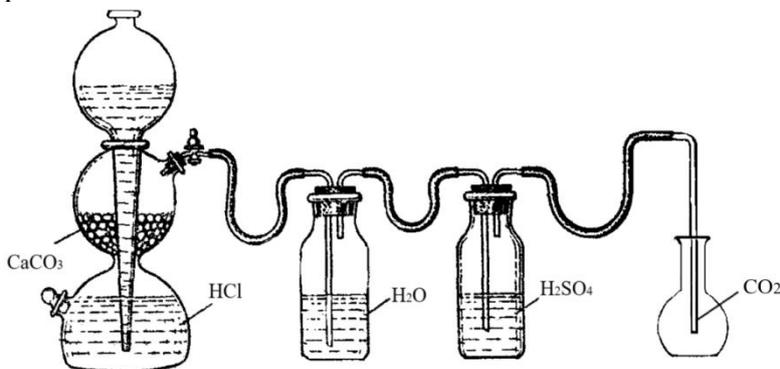


Рис. 22. Получение оксида углерода (IV)

**Задание:** наблюдайте за происходящим, напишите уравнения реакций. Выделяющийся из аппарата Киппа газ пропустите в пробирку с водой, подкрашенной нейтральным раствором лакмуса. Что наблюдаете? Напишите уравнения реакций, происходящих при получении углекислого газа и растворении его в воде.

### 3) Получение оксида фосфора (V) реакцией соединения

**Ход работы:** небольшое количество на кончике шпателя красного фосфора положите на керамическую плитку и подожгите (**ТЯГА!**). Как только фосфор загорится, накройте его большой воронкой, под край которой подложите спичку для доступа воздуха. Наблюдайте горение фосфора и образование белого дыма – фосфорного ангидрида (рис. 23).

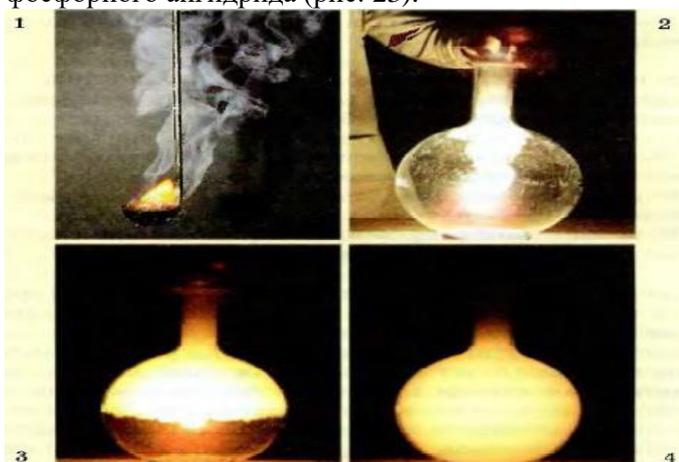


Рис. 23. Горение фосфора и образование фосфорного ангидрида

**Задание:** Когда закончится горение, осмотрите воронку, вставьте в кольцо штатива и оставьте на некоторое время. Обратите внимание на быстрое расплавление ангидрида на стенках воронки. Объясните происходящее. Расплавившийся фосфорный ангидрид смывать с воронки в колбу возможно малым количеством воды из промывалки. Испытайте реакцию полученного раствора индикатором.

#### 4) Получение оксида серы (IV) реакцией обмена с последующим разложением кислоты

**Ход работы:** в колбу или пробирку насыпьте немного сульфита натрия и прилейте раствор соляной кислоты (рис. 24).



Рис. 24. Получение оксида серы (IV)

**Задание:** Какой газ выделяется в результате реакции? Проверьте возможность взаимодействия водой.

Ток газа пропустите в пробирку с дистиллированной водой, подкрашенной метилоранжем. Отметьте цвет индикатора после растворения оксида в воде. Напишите уравнения реакций. Сделайте вывод о характере оксида.

#### Опыт 4. Изучение амфотерных свойств оксидов

##### 1) Свойства оксида цинка

**Ход работы:** в две пробирки насыпьте немного (на кончике шпателя) порошок оксида цинка. В первую пробирку налейте разбавленный раствор соляной кислоты (2-3 мл), во вторую пробирку налейте раствор щелочи (2-3 мл). Реакционную смесь в пробирке слегка встряхивайте до полного растворения осадка.

**Задание:** По результатам опытов сделайте вывод о преобладании основных или кислотных свойств оксида. Напишите уравнения проделанных реакций, назовите продукты реакций.

##### 2) Свойства оксида алюминия

**Ход работы:** повторите опыт 1, взяв вместо оксида цинка, оксид алюминия.

**Задание:** По результатам опытов сделайте вывод о преобладании основных или кислотных свойств оксида. Напишите уравнения проделанных реакций, назовите продукты реакций.

##### 3) Свойства оксида хрома (III)

**Ход работы:** повторите опыт 1, взяв вместо оксида цинка, оксид хрома (III).

**Задание:** Сравните полученные вами в опытах (задания 1-3) оксиды по следующим признакам: состав, тип химической связи, классификация.

**Рекомендуемая литература:** № 1 – 5, 10 (стр. 128).

### 1.10. Лабораторная работа 3. Получение оснований и изучение их свойств

**Цель работы** – ознакомление с основными способами получения оснований в лабораторных условиях, изучение их химических свойств; ознакомление со свойствами индикаторов, с характером их взаимодействия с растворами кислот, оснований и в нейтральной среде; приобретение навыков проведения химического эксперимента по получению оснований, проведению химических реакций, получению осадков с помощью реакций обмена.

#### **Реактивы:**

метилоранж, лакмус, фенолфталеин, кусочки Na, Li, K, растворы гидроксида натрия NaOH, соляной кислоты HCl, серной кислоты H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, сульфата цинка ZnSO<sub>4</sub>, сульфата меди CuSO<sub>4</sub>, сульфата никеля NiSO<sub>4</sub> и сульфата магния MgSO<sub>4</sub>

#### **Оборудование:**

пробирки, штатив для пробирок, универсальные индикаторные бумажки, нож, фильтровальная бумага, пинцет, выпарительная чаша

### Опыт 1. Окраски индикаторов под действием оснований и кислот

Химические свойства оснований и кислот с точки зрения теории электролитической диссоциации обусловлены наличием в их растворах избытка свободных гидроксид – ионов  $\text{OH}^-$  или ионов водорода  $\text{H}^+$ . Обнаружить эти ионы можно с помощью кислотно-основных индикаторов (рис. 25).

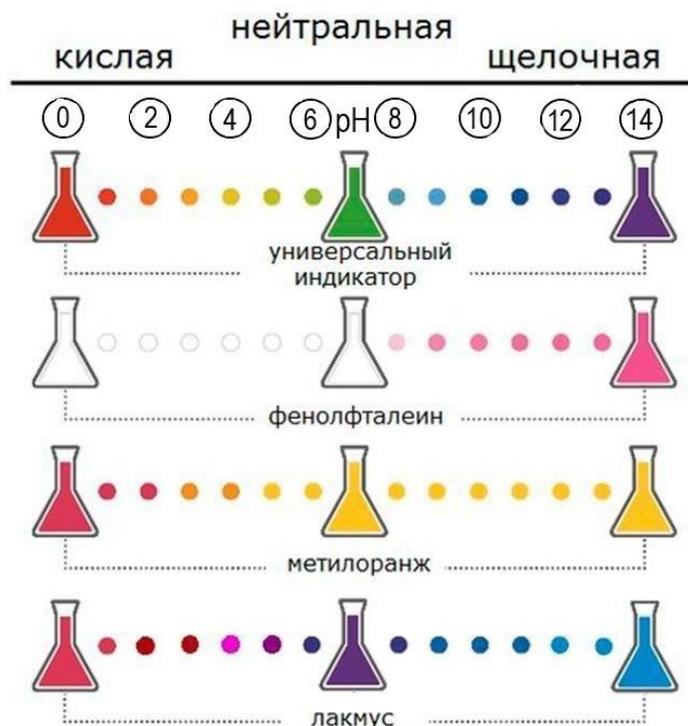


Рис. 25. Окраска индикаторов

Существуют также универсальные индикаторы, представляющие собой смесь нескольких индикаторов. Цвет универсального индикатора изменяется в гораздо большем интервале pH, поэтому они позволяют определять pH с точностью до нескольких десятых долей единицы.

**Ход работы:** возьмите 12 пробирок, в четыре из них налейте по 8-10 капель дистиллированной воды. В первую внесите 2-3 капли раствора лакмуса, во вторую – 2-3 капли фенолфталеина, в третью – 2-3 капли метилового оранжевого. Наблюдайте окраску индикаторов в воде. В четвертую – погрузите универсальную индикаторную бумагу, сравните окраску бумаги с цветной шкалой и определите значение pH. Запишите результаты наблюдений в таблицу.

В другие 4 пробирки налейте по 8-10 капель раствора щелочи. В первую внесите 2-3 капли раствора лакмуса, во вторую – 2-3 капли фенолфталеина, в третью – 2-3 капли метилового оранжевого. Наблюдайте окраску индикаторов в воде. В четвертую – погрузите универсальную индикаторную бумагу, сравните окраску бумаги с цветной шкалой и определите значение pH. Запишите результаты наблюдений в таблицу.

В следующие 4 пробирки налейте по 8-10 капель раствора соляной кислоты. В первую внесите 2-3 капли раствора лакмуса, во вторую – 2-3 капли фенолфталеина, в третью – 2-3 капли метилового оранжевого. Наблюдайте окраску индикаторов в воде. В четвертую – погрузите универсальную индикаторную бумагу, сравните окраску бумаги с цветной шкалой и определите значение pH.

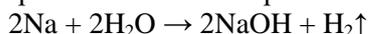
**Задание:** запишите результаты наблюдений в виде таблицы:

Индикатор	Цвет индикатора		
	в дистиллированной воде	в щелочи	в кислоте
Лакмус			
Фенолфталеин			
Метиловый оранжевый			
Универсальная индикаторная бумага, pH			

Совпадают ли ваши наблюдения с окрасками индикаторов в приведенной выше таблице? Объясните причины изменения окраски индикаторов в различных средах.

### Опыт 2. Получение растворимых оснований и изучение их свойств

1) **Получение гидроксида натрия из металла:** натрий энергично реагирует с водой, расплавляется и в виде жидкой капли, которая «бегает по поверхности воды»:



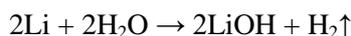
**Ход работы:** пинцетом осторожно выньте из банки кусочек щелочного металла – натрия, положите его на фильтровальную бумагу и промокните. Затем отрежьте ножом кусочек величиной с горошину и пинцетом опустите его в выпарительную чашку, заполненную на 2/3 дистиллированной водой, окрашенной фенолфталеином.



Рис. 26. Получение гидроксида натрия

**Задание:** Запишите наблюдения происходящих явлений. Какой газ выделяется? Объясните изменение окраски раствора, напишите уравнение.

2) **Получение гидроксида лития из металла:** литий реагирует с водой быстро, но достаточно спокойно:



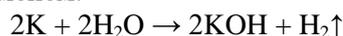
**Ход работы:** пинцетом осторожно выньте из банки кусочек щелочного металла – лития, положите его на фильтровальную бумагу и промокните. Затем отрежьте ножом кусочек величиной с горошину и пинцетом опустите его в выпарительную чашку, заполненную на 2/3 дистиллированной водой окрашенной фенолфталеином.



Рис. 27. Получение гидроксида лития

**Задание:** Запишите наблюдения происходящих явлений. Какой газ выделяется? Объясните изменение окраски раствора, напишите уравнение.

3) **Получение гидроксида калия из металла:** калий тотчас загорается и, перемещаясь по поверхности воды, горит сиреневым пламенем:



**Ход работы:** пинцетом осторожно выньте из банки кусочек щелочного металла – калия, положите его на фильтровальную бумагу и промокните. Затем отрежьте ножом кусочек величиной с горошину и пинцетом опустите его в выпарительную чашку, заполненную на 2/3 дистиллированной водой, окрашенной фенолфталеином.



Рис. 28. Получение гидроксида калия

**Задание:** Запишите наблюдения происходящих явлений. Какой газ выделяется? Объясните изменение окраски раствора, напишите уравнение.

### Опыт 3. Изучение свойств растворимых оснований

#### 1) Растворимость оснований в воде

**Ход работы:** поместите в пробирку гранулу гидроксида натрия и налейте немного воды. Что наблюдаете?

Разлейте раствор гидроксида натрия в три пробирки: в 1 пробирку прилейте фенолфталеин, во 2 – метилоранж, в 3 – лакмус. Какие изменения наблюдаете?



Фенолфталеин в присутствии гидроксидов окрашивается в малиновый цвет



Универсальный индикатор может не только обнаруживать кислоты и основания, но и определять их концентрации

Рис. 29. Окраска фенолфталеина в щелочной среде

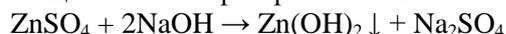
**Задание:** определите pH раствора с помощью универсальной бумаги. Запишите наблюдения в тетрадь.

#### 2) Получение амфотерного гидроксида и изучение его свойств

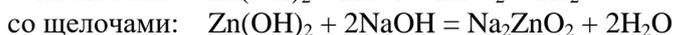
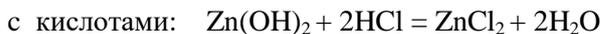
*Амфотерные гидроксиды* – это сложные вещества, которые имеют и свойства кислот, и свойства оснований. Все амфотерные гидроксиды твердые вещества, не растворимые в воде. Окраска амфотерных гидроксидов зависит от характера входящих в их состав катионов металлов.

Получают их реакцией обмена, по схеме:

соль + щелочь → амфотерное основание + соль



Амфотерные гидроксиды взаимодействуют как с кислотами, так и с щелочами, образуя соль и воду:



**Ход работы:** в пробирку налейте 2 мл раствора сульфата цинка и 1 мл раствора щелочи до образования осадка.



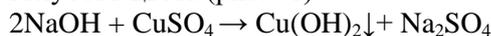
Рис. 30. Получение гидроксида цинка

**Задание:** разделите осадок на две части. К первой части прилейте раствор серной кислоты, а ко второй – раствор щелочи гидроксида натрия. Объясните наблюдаемые явления и напишите ионные и сокращенно-ионные уравнения реакций.

#### Опыт 4. Получение оснований

В разбавленных растворах электролитов (кислот, оснований, солей) химические реакции обычно протекают при участии ионов. Ионные реакции протекают практически необратимо, если образуются твердые малорастворимые вещества (они выпадают в осадок), легколетучие вещества или растворимые вещества – слабые электролиты.

**Реакции ионного обмена** – это такие химические реакции, вещества в которых обмениваются между собой ионами. Например, при взаимодействии медного купороса и гидроксида натрия (щелочи) образуется осадок голубого цвета (рис. 31):



Аналогично с натриевой щелочью NaOH реагируют сульфат никеля NiSO<sub>4</sub> и сульфат магния MgSO<sub>4</sub>. Только вместо голубого осадка выпадают осадок зелёного цвета – гидроксида никеля Ni(OH)<sub>2</sub> и осадок белого цвета – гидроксида магния Mg(OH)<sub>2</sub>:

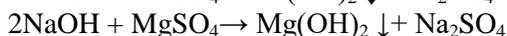
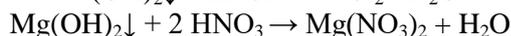


Рис. 31. Получение оснований: 1 – гидроксида меди (II), 2 – гидроксида никеля (II), 3 – гидроксида магния

К химическим **реакциям нейтрализации** относятся реакции между кислотой и щёлочью (основанием), в результате которых образуется вода и соль:



#### 1) Получение гидроксида меди (II)

**Ход работы:** в пробирку налейте 1 мл раствора сульфата меди (II) и 1 мл раствора щелочи. Отметьте цвет и характер осадка.

**Задание:** проведите реакцию взаимодействия гидроксида меди с раствором серной кислоты. Напишите ионные и сокращенно-ионные уравнения реакций.

#### 2) Получение гидроксида никеля (II)

**Ход работы:** в пробирку налейте 1 мл раствора сульфата никеля (II) и 1 мл раствора щелочи. Отметьте цвет и характер осадка.

**Задание:** проведите реакцию взаимодействия гидроксида никеля с раствором соляной кислоты. Напишите ионные и сокращенно-ионные уравнения реакций.

#### 3) Получение гидроксида магния (II)

**Ход работы:** в пробирку налейте 1 мл раствора сульфата магния (II) и 1 мл раствора щелочи. Отметьте цвет и характер осадка.

**Задание:** проведите реакцию взаимодействия гидроксида магния с раствором соляной кислоты. Напишите ионные и сокращенно-ионные уравнения реакций.

**Рекомендуемая литература к лабораторной работе:** № 1 – 5, 10 (стр. 128).

### 1.11. Лабораторная работа 4. Изучение свойств кислот

**Цель работы** – изучение свойств соляной, азотной и серной кислот разной концентрации при взаимодействии с металлами средней и малой активности, с оксидами и солями; приобретение навыков нагревания, работы со спиртовкой; закрепление знаний по технике безопасности.

<b>Реактивы:</b> гранулы Cu, Zn, Al, растворы соляной кислоты HCl, серной кислоты H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> , азотной кислоты HNO <sub>3</sub> , нитрата серебра AgNO <sub>3</sub> , хлорида бария BaCl <sub>2</sub> , порошки ZnO, MgO	<b>Оборудование:</b> пробирки, штатив для пробирок, щипцы, пробиркодержатель, спиртовка, шпатель
---	---

Взаимодействие с металлами различных кислот протекает согласно положению металлов в ряду напряжений, который характеризует окислительно-восстановительную способность электрохимической системы «металл – ион металла».



Исходя из этого, все металлы удобно разделить на три условные группы:

<b>Активные</b>	<b>Средней активности</b>	<b>Малоактивные</b>
Li K Ca Mg Al	Ti Cr Zn Fe Ni Sn Pb	Cu Ag Au

Взаимодействие кислот с металлами можно записать:

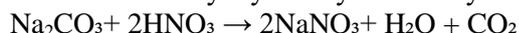
Кислота	Металлы	Продукты	Примечания
HCl	до H	соль + H <sub>2</sub>	
	после H	не реагируют	
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> разб.	до H	соль + H <sub>2</sub>	
	после H	не реагируют	
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> конц.	до H	Соль + H <sub>2</sub> O + S (H <sub>2</sub> S)	Fe, Al, Cr Э <sub>2</sub> O <sub>3</sub> + H <sub>2</sub> O + S пассивация!
	после H	Соль + H <sub>2</sub> O + SO <sub>2</sub>	
HNO <sub>3</sub> конц.	все кроме благородных	Соль + H <sub>2</sub> O + NO <sub>2</sub>	Fe, Al, Cr Э <sub>2</sub> O <sub>3</sub> + H <sub>2</sub> O + NO <sub>2</sub> пассивация!
HNO <sub>3</sub> разб.	до H	Соль + H <sub>2</sub> O + N <sub>2</sub> O, N <sub>2</sub>	
	после H	Соль + H <sub>2</sub> O + NO	
HNO <sub>3</sub> очень разб.	до H	Соль + H <sub>2</sub> O + NH <sub>4</sub> NO <sub>3</sub>	

При взаимодействии азотной кислоты любой концентрации и концентрированной серной кислоты с металлами **водород никогда не выделяется!**

Взаимодействие кислот с солями более слабых или летучих кислот:



Например, азотная кислота вытесняет слабую угольную кислоту из ее соли:



#### Опыт 1. Изучение свойств соляной кислоты

##### 1) Взаимодействие соляной кислоты с металлами

**Ход работы:** в пробирку поместите кусочек гранулированных металлов цинка и меди и подействуйте в отдельности разбавленной и концентрированной растворами соляной кислоты (рис. 32).

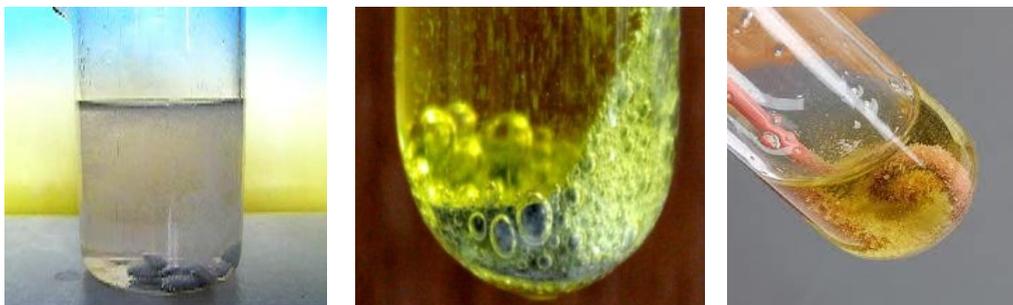


Рис. 32. Реакция соляной кислоты с цинком и медью

**Задание:** Проведите химическую реакцию. Нагрейте те пробирки, в которых на холоде не началась реакция. Напишите уравнения реакций. Объясните происходящие явления.

##### 2) Взаимодействие соляной кислоты с основными оксидами

**Ход работы:** в пробирку на кончике шпателя насыпьте порошок оксида магния и прилейте немного разбавленной соляной кислоты.

**Задание:** Выполните опыт, напишите уравнение реакции, назовите продукты реакций. Объясните происходящие явления.

### 3) Взаимодействие соляной кислоты с нитратом серебра

**Ход работы:** в пробирку налейте раствор нитрата серебра и прилейте немного раствора соляной кислоты (рис. 33).

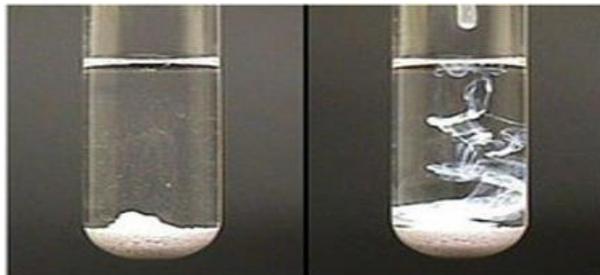


Рис. 33. Образование осадка хлорида серебра

**Задание:** Выполните опыт. Напишите уравнение реакции. Объясните происходящие явления.

### Опыт 2. Изучение свойств серной кислоты

#### 1) Взаимодействие серной кислоты с металлами

**Ход работы:** в пробирку поместите кусочек гранулированных металлов алюминия и меди подействуйте по отдельности разбавленной и концентрированными растворами серной кислоты. Объясните происходящие явления.

**Задание:** Выполните опыт. Нагрейте те пробирки, в которых на холоде не началась реакция. Напишите уравнения реакций.

#### 2) Взаимодействие серной кислоты с основными оксидами

**Ход работы:** в пробирку на кончике шпателя насыпьте порошок оксида магния и прилейте немного разбавленной серной кислоты.

**Задание:** Напишите уравнение реакции.

#### 3) Взаимодействие серной кислоты с хлоридом бария

**Ход работы:** в пробирку налейте раствор хлорида бария и прилейте немного раствора серной кислоты (рис. 34).

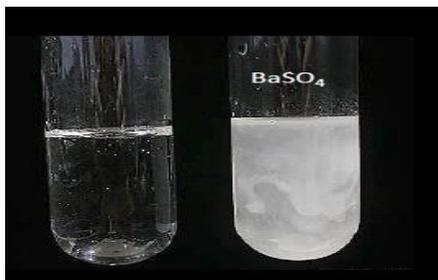


Рис. 34. Получение осадка сульфата бария

**Задание:** Выполните опыт. Напишите уравнение реакции. Объясните происходящие явления.

### Опыт 3. Изучение свойств азотной кислоты

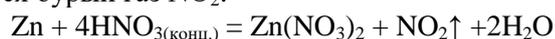
#### 1) Взаимодействие азотной кислоты с металлами

**Ход работы:** в пробирку поместите кусочек гранулированных металлов цинка и меди и подействуйте по отдельности разбавленной и концентрированными растворами азотной кислоты (рис. 35).

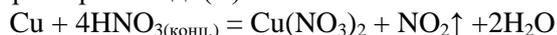


Рис. 35. Взаимодействие азотной кислоты с цинком и медью

В ходе реакции выделяется бурый газ  $\text{NO}_2$ :



При опускании кусочка меди в концентрированную азотную кислоту выделяется бурый газ, а на дне образуется голубой раствор нитрата меди(II):



Нагрейте те пробирки, в которых на холоде не началась реакция:



**Задание:** выполните опыт, напишите уравнения реакций. Объясните происходящие явления.

## 2) Взаимодействие азотной кислоты с основными оксидами

**Ход работы:** в пробирку на кончике шпателя насыпайте порошок оксида магния и прилейте немного разбавленной азотной кислоты.

**Задание:** выполните опыт, напишите уравнение реакции. Объясните происходящие явления.

**Рекомендуемая литература к лабораторной работе:** № 1 – 5, 10 (стр. 128).

## 1.12. Лабораторная работа 5. Получение солей и изучение их свойств

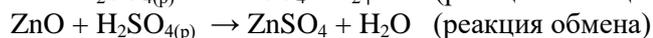
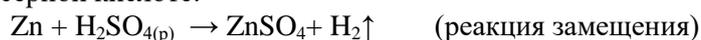
**Цель работы** – ознакомление со способами получения солей с помощью реакций замещения и обмена; закрепление техники химического эксперимента и техники безопасности.

<b>Реактивы:</b> гранулы $\text{Zn}$ , порошок $\text{ZnO}$ , $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$ , растворы серной кислоты $\text{H}_2\text{SO}_4$ , гидроксида аммония $\text{NH}_4\text{OH}$ , гидроксида натрия $\text{NaOH}$ , сульфата цинка $\text{ZnSO}_4$ , карбоната натрия $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , хлорида кобальта $\text{CoCl}_2$ , перекиси водорода $\text{H}_2\text{O}_2$ , гексацианоферрата (II) калия $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ , роданида аммония $\text{NH}_4\text{SCN}$	<b>Оборудование:</b> пробирки, шпатель, спиртовка, фарфоровая чашка, стакан, электрическая плитка, пробиркодержатель
---	---

### Опыт 1. Получение средних, основных, двойных и комплексных солей цинка

#### 1) Получение средней соли сульфата цинка

Сульфат цинка можно получить путем растворения металлического цинка или его оксида в разбавленной серной кислоте:



**Ход работы:** возьмите две пробирки, в первую пробирку поместите кусочек гранулированного цинка и добавьте разбавленный раствор серной кислоты. Во вторую пробирку на кончике шпателя насыпьте порошок оксида цинка и добавьте 1 мл разбавленный раствор серной кислоты (рис. 36).

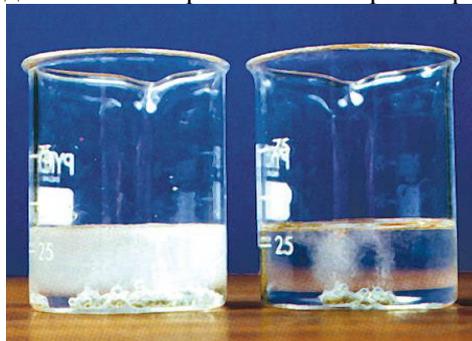
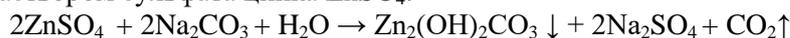


Рис. 36. Получение соли сульфата цинка

**Задание:** запишите наблюдения, сравните скорость протекания реакций в обеих пробирках, сделайте выводы.

## 2) Получение основной соли карбоната гидроксоцинка

Карбонат гидроксоцинка  $(ZnOH)_2CO_3$  можно получить при взаимодействии горячего раствора соды  $Na_2CO_3$  водным раствором сульфата цинка  $ZnSO_4$ :



**Ход работы:** в пробирку налейте 1 мл раствора сульфата цинка и прибавьте по каплям раствор карбоната натрия (рис. 37).

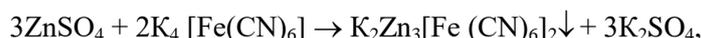


Рис. 37. Получение основной соли гидроксокарбоната цинка

**Задание:** наблюдайте за образованием осадка основной соли цинка, дайте характеристику осадка. Напишите ионное и сокращенно-ионное уравнение реакции.

## 3) Получение двойной соли гексацианоферрата (II) калия-цинка:

Гексацианоферрат (II) калия-цинка  $K_2Zn_3[Fe(CN)_6]_2$  можно получить при взаимодействии двух солей:



Эта реакция позволяет отличить катион  $Zn^{2+}$  от катиона  $Al^{3+}$ .

**Ход работы:** к 1 мл раствора сульфата цинка прибавьте 1 мл раствора гексацианоферрата калия (рис. 38).

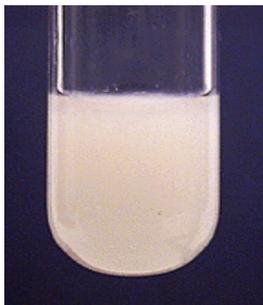


Рис. 38. Получение двойной соли гексацианоферрата (II) калия-цинка

**Задание:** наблюдайте за образованием осадка, охарактеризуйте осадок, напишите ионное и сокращенно-ионное уравнение реакций.

## 4) Получение цинката кобальта

Цинкат кобальта  $CoZnO_2$  получают при прокаливании нитрата кобальта с образованием зеленой окраски – зелень Ринмана:



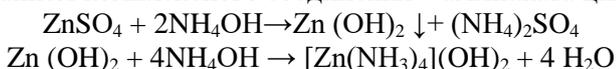
**Техника безопасности:** Работу проводить в вытяжном шкафу!

**Ход работы:** в фарфоровую чашку поместите на кончике шпателя порошок оксида цинка и добавьте нитрат кобальта, прокалите реакционную смесь.

**Задание:** наблюдайте за образованием осадка, охарактеризуйте осадок.

## 5) Получение комплексной соли аммиаката цинка

Раствор аммиака дает с катионом  $Zn^{2+}$  белый осадок гидроксида цинка  $Zn(OH)_2$ , растворимый в избытке реагента, с образованием комплексного соединения – аммиаката цинка  $[Zn(NH_3)_4](OH)_2$ :



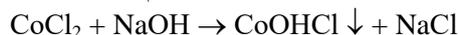
**Ход работы:** в пробирку налейте 1 мл раствора сульфата цинка и прибавьте по каплям раствор аммиака сначала до образования осадка, а затем до его растворения в избытке раствора аммиака.

**Задание:** наблюдайте за образованием осадка, охарактеризуйте осадок, напишите ионное и сокращенно-ионное уравнение реакций.

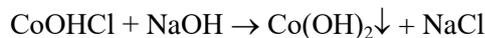
## Опыт 2. Получение солей кобальта

### 1) Получение средней соли гидроксохлорида кобальта

Катион  $\text{Co}^{2+}$  имеет в водных растворах розово-фиолетовую окраску. Едкие щелочи осаждают катионы  $\text{Co}^{2+}$  в виде основной соли синего цвета:



При добавлении избытка щелочи и нагревании основная соль превращается в гидроксид кобальта (II) розового цвета:



**Ход работы:** к 1 мл раствора хлорида кобальта прибавьте по каплям 2М раствор гидроксида натрия. Полученный осадок разделите на две части.

Первую пробирку оставьте для сравнения. Во вторую пробирку прибавьте еще 2М раствор гидроксида натрия и нагрейте (рис. 39).



Рис. 39. Получение гидроксохлорида кобальта и образование гидроксида кобальта (II)

**Задание:** Какие изменения произошли? Сравните с первой пробиркой. запишите наблюдения и ионные, сокращенно-ионные уравнения.

2) При действии на хлорид кобальта (II) щелочи и в присутствии пероксида водорода образуется гидроксид кобальта (III):



Осадок  $\text{Co(OH)}_3$  в отличие от  $\text{Co(OH)}_2$  не растворяется в кислотах.

**Ход работы:** в пробирку налейте 1 мл раствора хлорида кобальта, 1 мл щелочи и 3% раствор пероксида водорода.

**Задание:** запишите наблюдения и выводы, напишите ионное и сокращенно-ионное уравнения реакций.

### 3) Получение комплексной соли тетрароданокобальтата (II) аммония

Тетрароданокобальтат (II) аммония  $(\text{NH}_4)_2[\text{Co(SCN)}_4]$  получают при взаимодействии хлорида кобальта(II) с роданидом аммония (или калия):



**Ход работы:** в пробирку налейте 2–3 капли раствора хлорида кобальта (II), добавьте 1-2 мл насыщенного раствора роданида аммония.

**Задание:** запишите наблюдения, охарактеризуйте осадок. Напишите ионное и сокращенно-ионное уравнения реакций.

**Рекомендуемая литература:** № 1 – 3, 10 (стр. 128).

## ГЛАВА 2. ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ ХИМИИ

### 2.1. Строение атома

**Атом** (от греческого *ατομος* «неделимый») — частица вещества микроскопических размеров и массы, наименьшая часть химического элемента, являющаяся носителем его свойств.

**Атом** — электронейтральная частица, состоящая из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов (рис. 40).



Рис. 40. Строение атома

Были предложены модели строения атома (рис. 41), наиболее значимые из них:

1. Модель В. Томсона и Д. Томсона (1904 г) – «булка с изюмом»;
2. Планетарная (ядерная) модель Э. Резерфорда (1911 г);
3. Современная квантово-механическая модель строения атома (1926 г).

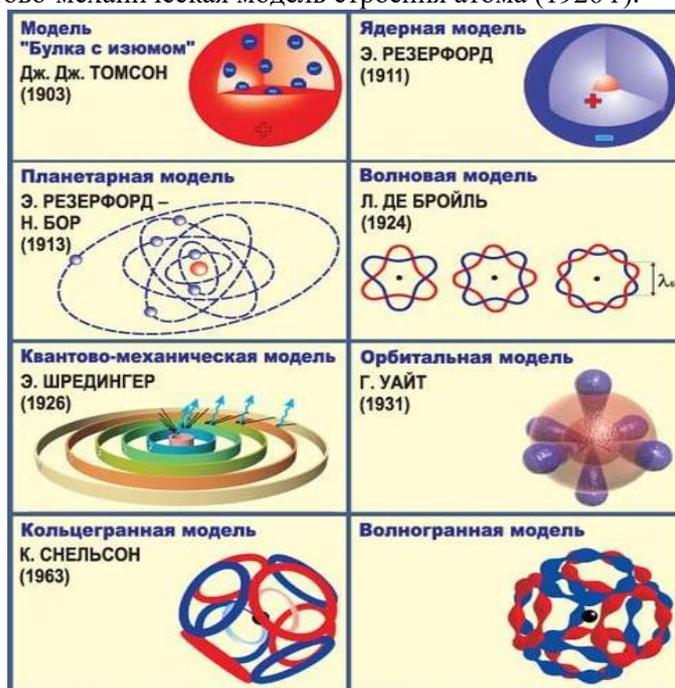


Рис. 41. Модели строения атома

В конце XIX века появились экспериментальные доказательства сложности строения атома: открытие катодных лучей; явление электролиза; явление радиоактивности; явление испускания электронов нагретыми телами. Это явилось предпосылкой для развития представлений о строении атома.

**Современная квантово-механическая модель строения атома:** движение электрона в атоме нельзя представить определенной траекторией, в связи с этим, его принято изображать с помощью атомной орбитали (АО).

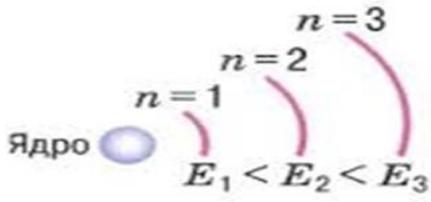
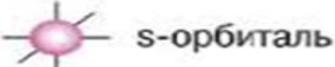
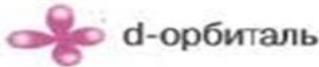
**Атомная орбиталь (АО)** – трехмерная область пространства, нахождение электрона в которой наиболее вероятно (90 % - 98 %).

Для каждого атома существует целый набор атомных орбиталей, отличающихся друг от друга значениями энергии. Каждая атомная орбиталь (ее энергия, форма, размер, ориентация в пространстве) описывается четырьмя **квантовыми числами** ( $n$ ,  $l$ ,  $m$ ,  $s$ ). Первые три соответствуют

трем степеням свободы электрона в трехмерном пространстве, а четвертое соответствует вероятности вращения электрона вокруг воображаемой собственной оси (табл. 16).

Таблица 16

Характеристика квантовых чисел

<b>Квантовые числа</b>	
<p><b><math>n</math> – главное квантовое число.</b> Характеризует уровень энергии электрона в поле атома, удаленность от ядра. Совпадает с номером периода. Принимает значения <math>n = 1 - 7</math> и <math>\infty</math>. Каждый энергетический уровень имеет сложное строение, и в поле ядра разделяется на подуровни. Число подуровней совпадает с уровнем т.е. на 1 уровне один подуровень, ..., на третьем – три.</p>	 <p><math>l = 0</math> – s-орбиталь <math>l = 1</math> – p-орбиталь <math>l = 2</math> – d-орбиталь <math>l = 3</math> – f-орбиталь ...</p>  <p>s-орбиталь</p>  <p>p-орбитали</p>  <p>d-орбиталь</p>
<p><b><math>l</math> – орбитальное квантовое число.</b> Характеризует тип энергетического подуровня (форма электронного облака). Принимает значения <math>n - 1</math>: <math>l = 0, 1, 2, \dots, n-1</math>. Обозначается буквами s, p, d, f, q, h. При этом нулю соответствует 0-s, 1-p, 2-d, 3-f, 4-q, 5-h. Число АО на подуровне определяется числом возможных ориентаций этой орбитали, т.е. магнитным квантовым числом.</p>	<p><b><math>m_l</math> – магнитное квантовое число.</b> Определяет пространственное расположение АО. Принимает значения: <math>m_l = 0, \pm 1, \pm 2, \dots, \pm l</math>. Сумма орбиталей на подуровне: <math>\Sigma = 2l + 1</math>.</p>
<p><b><math>m_s</math> – спиновое квантовое число.</b> Характеризует вероятность вращения электрона вокруг своей оси в двух противоположенных направлениях. Принимает значения <math>m_s = \pm 1/2</math>. Вращение сообщает электрону собственный магнитный момент, который называется спином электрона.</p>	<p><b>Спиновое квантовое число <math>m_s</math> – собственный магнитный момент (спин)</b> имеет только <b>два</b> значения <math>+\frac{1}{2}</math> и <math>-\frac{1}{2}</math>. обозначение в виде стрелок <math>\uparrow</math> или <math>\downarrow</math>.</p> 

**Выводы:**

1. Квантовые числа дают полную характеристику состояния электрона в атоме: энергия, форма, ориентация электронов в пространстве и спиновые характеристики.
2. Современная квантово-механическая модель строения атома основывается на двойственности свойств электрона (корпускулярных и волновых). Существует взаимосвязь квантовых чисел (табл. 17).

Таблица 17

Взаимосвязь квантовых чисел

Энергетический уровень	Энергетический подуровень	Возможные значения магнитного квантового числа $m$	Число орбиталей		Максимальное число электронов	
			в подуровне	в уровне	на подуровне	на уровне
K ( $n = 1$ )	s ( $l = 0$ )	0	1	1	2	2
L ( $n = 2$ )	s ( $l = 0$ )	0	1	4	2	8
	p ( $l = 1$ )	-1, 0, +1	3		6	
M ( $n = 3$ )	s ( $l = 0$ )	0	1	9	2	18
	p ( $l = 1$ )	-1, 0, +1	3		6	
	d ( $l = 2$ )	-2, -1, 0, +1, +2	5		10	
N ( $n = 4$ )	s ( $l = 0$ )	0	1	16	2	32
	p ( $l = 1$ )	-1, 0, +1	3		6	
	d ( $l = 2$ )	-2, -1, 0, +1, +2	5		10	
	f ( $l = 3$ )	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	7		14	

3. Формы электронных облаков для различных состояний электронов в атомах (рис. 42), зависит от подуровня энергии (s-, p-, d-, f-), на котором находится электрон:

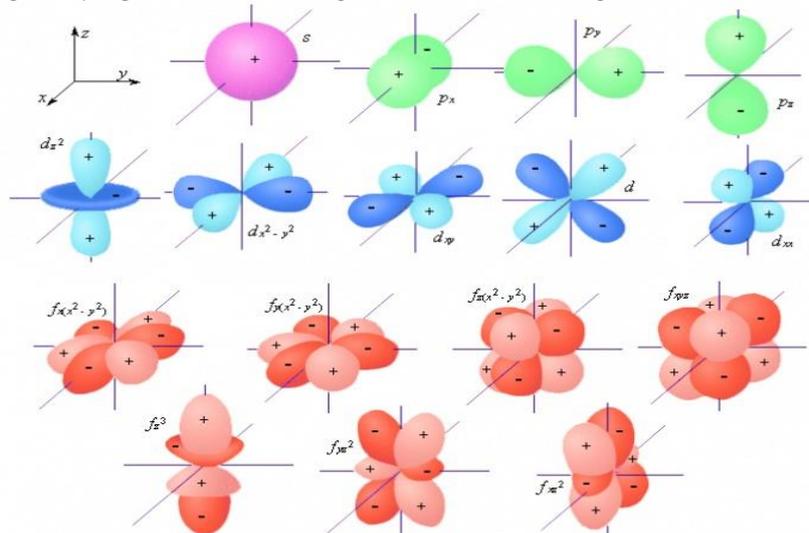


Рис. 42. Формы электронных облаков

**Основные принципы заполнения атомных орбиталей электронами:**

**Принцип Паули:** у атомов, имеющих больше одного электрона, не может быть  $2^x$  электронов с одинаковыми значениями всех  $4^x$  квантовых чисел (рис. 43).

**Следствие:** на каждой АО максимально может находиться только два электрона с антипараллельными спинами:  $\downarrow\uparrow$ .

**Правило Гунда:** в основном (невозбужденном) состоянии атома на подуровнях  $np$ ,  $nd$  и  $nf$  всегда имеется максимальное количество неспаренных электронов (максимальный неспаренный спин).

**Следствие:** минимумом энергии обладает конфигурация с максимальным суммарным спином.

➤ **Принцип минимума энергии**

$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s \approx 3d < 4p < 5s \approx 4d < 5p < 6s \approx 5d \approx 4f < 6p < 7s$$

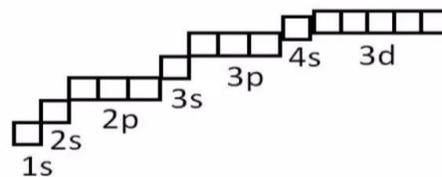
➤ **Принцип Паули**



➤ **Правило Гунда**



➤ **Правила Клечковского**



Различают **электронные** (сокращённые) и **электронно-графические** (полные) формулы атомов.

Электронная формула атома водорода:  ${}_1\text{H } 1s^1$   
и электронно-графическая  ${}_1\text{H}$



Рис. 43. Принципы заполнения атомных орбиталей электронами

**Правило Клечковского:** Энергетические подуровни заполняются в порядке увеличения суммы квантовых чисел  $(n+l)$ . При равных значениях суммы сначала заполняется подуровень с меньшим  $n$ .

Согласно основным принципам заполнения атомных орбиталей электронами, электронную и графическую формулу строения атома, на примере лантана, можно представить следующим образом (рис. 44):

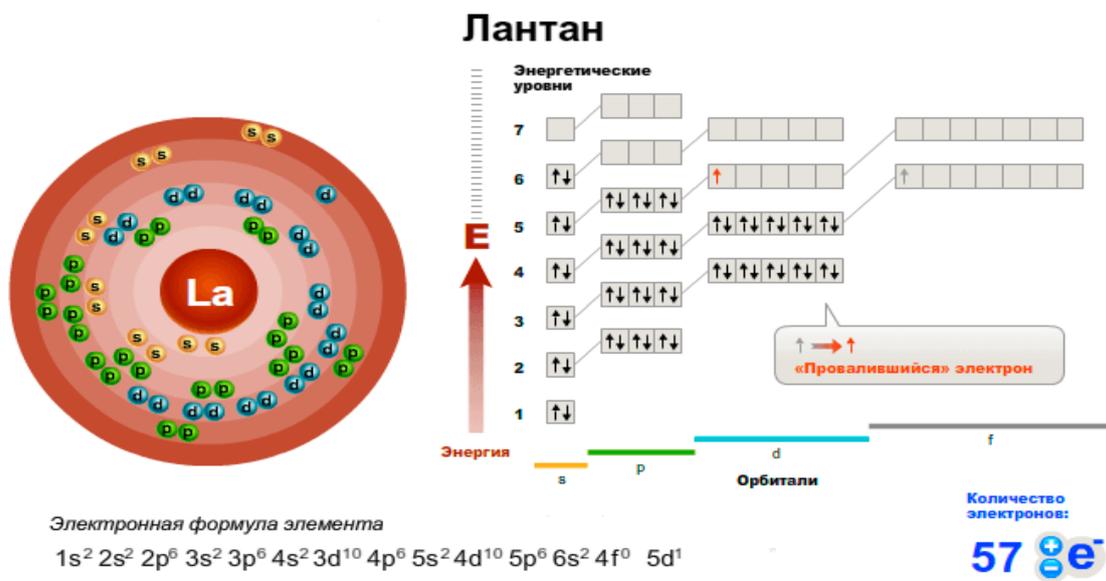


Рис. 44. Электронная и графическая формула строения атома лантана

**Основное и возбужденное состояние атома:**

Состояние атома, при котором его электроны находятся на таких энергетических уровнях, что их суммарная энергия является минимальной, называется **основным** или **невозбужденным**.

Состояния с более высокими значениями энергии называются **возбужденными**.

Например, для атома серы характерны одно основное и два возбужденных состояния (рис.

45):

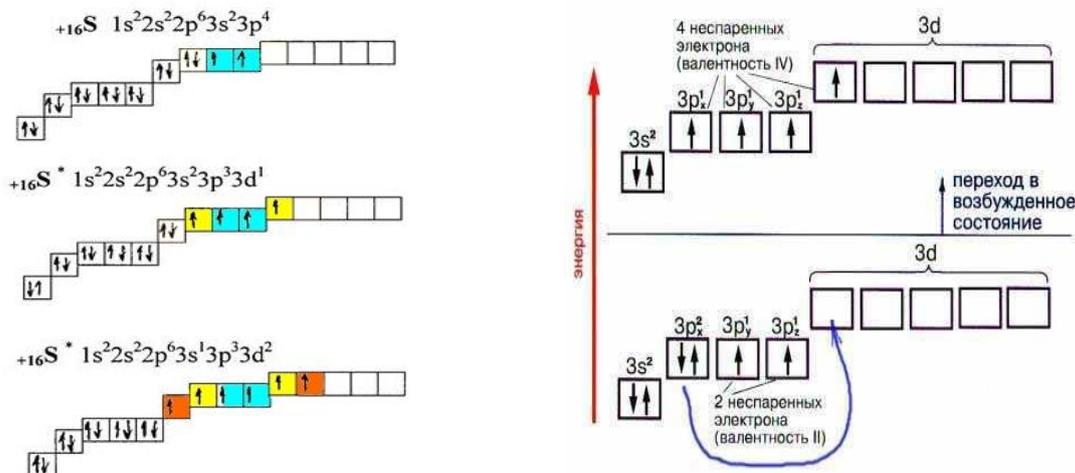


Рис. 45. Основное и возбужденное состояние атома серы

При сообщении атому дополнительной энергии электроны могут переходить на обладающие большей энергией орбитали. Эти **переходы с подуровня на подуровень возможны только в пределах одного внешнего энергетического уровня**. Происходящее при этом распаривание электронов приводит к возрастанию у атома числа неспаренных электронов, т.е. к появлению новых валентных возможностей.

Возбужденные состояния могут терять избыток энергии, переходя в основное состояние (или нижележащие возбужденные состояния) путем испускания фотонов, без излучательного резонансного переноса энергии или при столкновениях с другими молекулами. Поэтому возбужденные состояния имеют ограниченное время жизни, определяемое суммой констант скорости всех процессов дезактивации.

**Провал (проскок) электрона** — отступления от общей для большинства элементов последовательности заполнения электронных оболочек, связанные с тем, что эти “нарушения правил” обеспечивают атомам некоторых элементов меньшую энергию по сравнению с заполнением электронных оболочек “по правилам”.

Объясняется это тем, что энергетически более выгодно, когда в атоме имеется наполовину или полностью заполненный подуровень ( $p^3$ ;  $p^6$ ;  $d^5$ ;  $d^{10}$ ;  $f^7$ ;  $f^{14}$ ). Поэтому в атомах элементов, у которых строение электронной оболочки близко к вышеуказанному, может наблюдаться преждевременное заполнение d-подуровня за счёт проскока или провала электрона с внешнего s-подуровня на нижележащий (предвнешний) d-подуровень (медь, серебро, золото, хром, молибден, ниобий, рутений, родий, палладий). Для ряда элементов закономерные проскоки приведены на рис. 46:

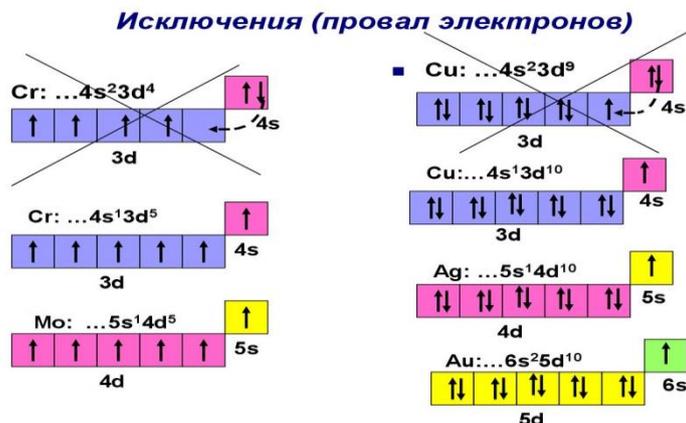


Рис. 46. Провал электронов элементов

**Решение типовых заданий:**

**Пример 1. Изобразите электронную формулу атома натрия.**

**Решение:**

1. Исходя из положения в периодической системе, устанавливают, что натрий является элементом третьего периода. Это свидетельствует о том, что электроны в атоме натрия располагаются на трех энергетических уровнях.

2. По порядковому номеру элемента определяют суммарное количество электронов на этих трех уровнях — одиннадцать.

3. На первом энергетическом уровне ( $n=1, l=0$ ; s-подуровень) максимальное число электронов равно  $\sim 2n^2, N=2$ . Распределение электронов на s-подуровне  $l$  энергетического уровня отображают записью —  $1s^2$ .

На втором энергетическом уровне  $n=2, l=0$  (s-подуровень) и  $l=1$  (p-подуровень) максимальное число электронов равно восьми, т.к. на s-подуровне располагается максимальное 2 электрона, а на p-подуровне будет 6 электронов. Распределение электронов на II энергетическом уровне отображают записью —  $2s^22p^6$ .

На третьем энергетическом уровне возможны s-, p- и d- подуровни. У атома натрия на III энергетическом уровне располагается только один электрон, который, согласно принципу наименьшей энергии, займет 3s-подуровень.

Объединяя записи распределения электронов на каждом слое в одну, получают электронную формулу атома натрия:  $1s^22s^22p^63s^1$ , схема строения представлена на рис. 47:



Рис. 47. Схема строения атома натрия

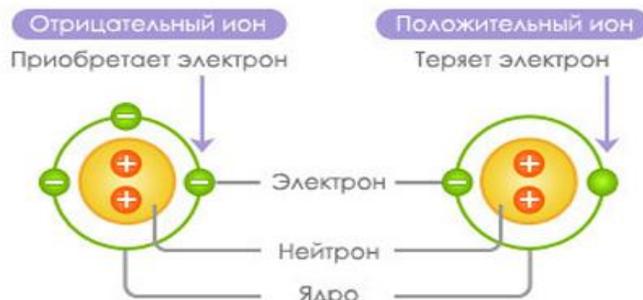
**Пример 2. Что представляют собой положительные и отрицательные ионы? Как они образуются?**

**Решение:**

1. Положительный ион – нейтральный атом, потерявший один или несколько из своих электронов.

2. Отрицательный ион – нейтральный атом, присоединивший к себе лишние электроны.

Пример образования ионов:



**Задания для самостоятельной работы:**

1. Изобразите распределение электронов по орбиталям в атомах кремния, фтора, криптона.
2. Составьте электронную формулу атома р-элемента пятого периода, внешний энергетический уровень которого имеет вид  $5s^25p^5$ . Каковы его химические свойства?
3. Внешние и предпоследние энергетические уровни атомов имеют следующий вид: а)  $3d^24s^2$ ; б)  $4d^{10}5s^1$ ; в)  $5s^25p^6$ . Составьте электронные формулы атомов элементов. Укажите р- и d-элементы.
4. Какая из графических электронных формул атома фосфора (невозбужденное состояние) является правильной? Ответ мотивируйте с привлечением правила Гунда.
5. Напишите все квантовые числа для электронов атомов: а) натрия, кремния; б) фосфора, хлора; в) серы, аргона.
6. Составьте электронную формулу элемента, в атоме которого энергетическое состояние двух электронов внешнего уровня описывается следующими квантовыми числами:  $n = 5$ ;  $l = 0$ ;  $m_l = 0$ ;  $m_s = +1/2$ ;  $m_s = -1/2$ .
7. Составьте электронные формулы атомов d-элементов, у которых на d-подуровне 5 электронов.
8. Изобразите распределение электронов по квантовым ячейкам в атомах калия, хлора, неона.
9. Наружный электронный слой элемента выражается формулой  $3s^23p^4$ . Определите порядковый номер и название элемента.
10. Напишите электронные конфигурации ионов:  $Na^+$ ;  $Ca^{2+}$ ;  $S^{4+}$ ;  $S^{6+}$ .
11. Содержат ли атомы кислорода, магния, титана электроны M-уровня?
12. Какие частицы атомов являются изoelekтронными, т.е. содержат одинаковое число электронов:  $Mg^{2+}$ ;  $Na^+$ ;  $Si^{4+}$ ;  $P^{3-}$ ?
13. Сколько электронных уровней у атомов в состоянии  $S^{2-}$ ,  $S^{4+}$ ,  $S^{6+}$ ?
14. Сколько свободных d-орбиталей в атомах Sc, Ti, V? Напишите электронные формулы атомов этих элементов.
15. Укажите порядковый номер элемента, у которого: а) заканчивается заполнение электронами 4d-подуровня; б) начинается заполнение электронами 4p-подуровня.
16. Укажите особенности электронных конфигураций атомов меди и хрома. Какое число электронов содержат атомы этих элементов в устойчивом состоянии?
17. Сколько вакантных p-орбиталей имеет в стационарном и возбужденном состоянии атом кремния.
18. Покажите справедливость принципа наименьшей энергии на примере заполнения электронов в атомах кальция и скандия, стронция, иттрия и индия.

**Контрольные вопросы:**

1. В чем сущность опытов по изучению электрических разрядов в газах?
2. Какая информация о строении атома была получена при изучении явления электролиза?
3. Дайте определение явления радиоактивности. Кем было открыто это явление? Какие ученые внесли большой вклад в изучение радиоактивности?
4. Чем отличается естественная радиоактивность от искусственной?
5. Что собой характеризует период полураспада? Кем было введено в науку это понятие?

6. В чем сущность теории строения атома, предложенной Дж. Томсоном? Каковы недостатки и достоинства этой теории?
7. В чем сущность теории строения атома, предложенной Э. Резерфордом?
8. Что явилось экспериментальной основой планетарной (ядерной) модели строения атома?
9. Каковы недостатки и достоинства планетарной теории строения атома?
10. Сформулируйте основные постулаты теории строения атома по Н. Бору.
11. Раскройте смысл и поясните значение атомной теории Бора.
12. Отметьте недостатки теории строения атома по Бору.
13. Какие эксперименты свидетельствуют о волновой природе электрона?
14. Изложите основные положения современной теории строения атома.
15. Укажите физический смысл квантовых чисел. В каких пределах меняются численные значения этих величин?
16. Какова форма s-, p- и d-орбиталей?
17. Какова пространственная направленность p-орбиталей?
18. Как определяется максимальное число электронов на энергетическом уровне? Какой принцип лежит в основе расчета числа электронов в уровне?
19. Какое максимальное число электронов может содержать атом на энергетическом уровне с главным квантовым числом  $n = 4$ ?
20. Какой зависимостью выражается связь между количеством орбиталей на уровне и главным квантовым числом?

## 2.2. Периодический закон и периодическая система Д.И. Менделеева

**Периодический закон** был открыт Д.И. Менделеевым в 1869 году в то время, когда атом считался неделимым и о его внутреннем строении ничего не было известно. В основу Периодического закона Д.И. Менделеев положил **атомные массы (ранее - атомные веса) и химические свойства элементов**.

**Периодический закон в формулировке Д.И. Менделеева:** свойства простых тел, а также формы и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от величины атомных весов элементов.

На основе Периодического закона Д.И. Менделеев создал **Периодическую систему химических элементов**. При составлении таблицы Д.И. Менделеев (в отличие от предшественников):

1. Сравнил между собой не только сходные элементы, но и несходные группы элементов;
2. Изменил атомные веса 20 элементов ( $\text{Be}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{BeO} \gg 13,5 \rightarrow 9$ );
3. При определении положения руководствовался в первую очередь химическими свойствами ( $\text{I} \leftrightarrow \text{Te}$ ;  $\text{Co} \leftrightarrow \text{Ni}$ );
4. Ряд элементов не было открыто – оставил пустые клетки (под Si – экасилиций (Ge) и др.).

**Основные определения и понятия:**

**Периодическая таблица** – графическое изображение периодического закона.

**Периодический закон в современной формулировке:** свойства простых тел, а также формы и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от заряда ядра химического элемента

**Период** – это горизонтальный ряд элементов, в пределах которого свойства элементов изменяются последовательно от щелочного металла до инертного газа.

**Группа** – вертикальный столбец элементов.

**Номер элемента** равно числу протонов (заряду ядра), числу электронов в электронной оболочке атома.

**Номер периода** равно числу электронных слоев (энергетических уровней) в электронной оболочке атома.

**Номер группы** равно числу электронов во внешнем электронном слое атома (для элементов главных подгрупп), числу валентных электронов (для элементов главных и побочных подгрупп).

Структура периодической системы (рис. 48):

		главные																			
		IA											VIIIA								
Периоды	малые	1	H											He	1						
		2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne	2
	большие	3	Na	Mg	III B	IV B	V B	V I B	V II B	V III B	IB	IIB	Al	Si	P	S	Cl	Ar	3		
		4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	4
		5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	5
		6	Cs	Ba	La-Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	6
		7	Fr	Ra	Ac-Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg								7

Рис. 48. Структура периодической системы

Изменчивость металлических и неметаллических свойств элементов в периоде и подгруппе представлена в таблице 18.

Таблица 18

Изменчивость металлических и неметаллических свойств элементов периодической системы

Периодическая система и строение атома	Закономерности в периодической системе
<p><b>1. Порядковый номер элемента</b> = заряду ядра его атома и количеству <math>\bar{e}</math>.</p> <p><b>2. Номер периода</b> = количеству энергетических уровней в атоме элемента.</p> <p><b>3. Номер группы</b> = максимальной степени окисления (числу валентных <math>\bar{e}</math>).</p> <p><b>4. В периоде слева направо:</b> <math>\longrightarrow</math></p> <p>а) увеличиваются заряды атомных ядер;  б) увеличивается число <math>\bar{e}</math> на внешнем энергетическом уровне;  в) число энергетических уровней постоянно увеличивается.  г) радиусы атомов уменьшаются (притяжение внешних <math>\bar{e}</math> к ядру усиливается)</p> <p><b>5. В главной подгруппе сверху вниз:</b></p> <p>а) увеличиваются заряды атомных ядер;  б) число <math>\bar{e}</math> на внешнем энергетическом уровне постоянно;  в) увеличивается число энергетических уровней  г) радиусы атомов увеличиваются (притяжение внешних <math>\bar{e}</math> к ядру ослабевает)</p> <p><b>6. Периодичность</b> объясняется повторяемостью в заполнении <math>\bar{e}</math> энергетических уровней.</p>	<p><b>В периоде</b> из-за уменьшения радиуса атома (<math>R_{ат}</math>):</p> <p><b>1.</b> Металлические свойства образуемых элементами простых веществ ослабевают, а неметаллические – усиливаются.</p> <p><b>2.</b> Характер оксидов и гидроксидов элементов меняется основной <math>\longrightarrow</math> амфотерный <math>\longrightarrow</math> кислотный.</p> <p><b>3.</b> В больших периодах свойства меняются медленнее, так как идет заполнение <math>\bar{e}</math> одного из предвнешних уровней, что мало влияет на <math>R</math> атома.</p> <p><b>В главных подгруппах</b> из-за увеличения радиуса атома:</p> <p><b>1.</b> Металлические свойства образуемых элементами простых веществ усиливаются, а неметаллических – ослабевают.</p> <p><b>2.</b> Основной характер оксидов и гидроксидов усиливается, а кислотный – ослабевает.</p> <p><b>3.</b> По диагонали уменьшение <math>R_{атома}</math>. в периоде примерно компенсируется увеличением <math>R_{атома}</math>. в подгруппе: элементы, расположенные в одной диагонали, образуют сходные по свойствам соединения: <math>Li \rightarrow Mg</math>; <math>Be \rightarrow Al</math>.</p> <p><b>4.</b> Звездность периодической системы. Свойства центрального элемента являются средними из свойств элементов, окружающих его.</p>

**Задания для самостоятельной работы:**

1. Дайте полную характеристику элементам из 1 – 8 группы (по выбору), согласно приведенной ниже схеме:

<b>Название</b> <input type="text"/>	<b>Положение в периодической системе Д. И. Менделеева:</b> порядковый номер <input type="text"/> группа <input type="text"/> период <input type="text"/> подгруппа <input type="text"/>		<b>Сравнение свойств элемента со свойствами соседних элементов:</b> <b>а) в периоде:</b> заряд ядра <input type="text"/> число энергетических уровней <input type="text"/> число электронов на внешнем уровне <input type="text"/> радиус атома <input type="text"/> металлические свойства <input type="text"/> неметаллические свойства <input type="text"/> <b>б) в главной подгруппе:</b> заряд ядра <input type="text"/> число энергетических уровней <input type="text"/> число электронов на внешнем уровне <input type="text"/> радиус атома <input type="text"/> металлические свойства <input type="text"/> неметаллические свойства <input type="text"/>
<b>Химический символ, его произношение</b> <input type="text"/>	<b>Состав атома</b>		
<b>Относительная атомная масса</b> <input type="text"/>	<b>ядро</b>	<b>электронная оболочка</b>	
<b>Класс простого вещества</b> <input type="text"/>	число протонов <input type="text"/>	число электронов <input type="text"/>	
<b>Формула высшего оксида, его характер</b> <input type="text"/>	число нейтронов <input type="text"/>	строение электронной оболочки <input type="text"/>	
<b>Формула высшего гидроксида, его характер</b> <input type="text"/>	<b>Возможные степени окисления и примеры формул веществ, в которых элемент имеет эти степени окисления</b> -4 -3 -2 -1 0 +1 +2 +3 +4 +5 +6 +7 <input type="text"/>		
<b>Формула летучего водородного соединения (для неметаллов)</b> <input type="text"/>			

2. Как изменяются свойства гидроксидов элементов (на примере металлов и неметаллов) в периодах и группах с увеличением порядкового номера? Почему?
3. Какова современная формулировка Периодического закона? В чем причина периодической зависимости свойств элементов и образуемых ими соединений от заряда ядра атомов?
4. Проанализируйте изменения величины зарядов ядер, радиусов атомов, электроотрицательностей и степеней окисления элементов 4 периода.
5. Каковы закономерности этих изменений при движении — по группе сверху вниз или по периоду слева направо? Как изменяется в этом направлении металличность элементов и характер их оксидов и гидроксидов?
6. Составьте формулы оксидов и гидроксидов марганца. Как изменяется кислотно-основной и окислительно-восстановительный характер этих соединений? Подчиняются ли эти соединения общей закономерности изменения свойств оксидов и гидроксидов?
7. Из оксидов  $As_2O_3$ ,  $P_2O_5$ ,  $GeO_2$ ,  $SO_3$ ,  $Al_2O_3$ ,  $V_2O_5$  выберите два оксида с наиболее выраженными кислотными свойствами. Укажите валентные электроны выбранных элементов.
8. Из оксидов  $BaO$ ,  $K_2O$ ,  $TiO_2$ ,  $CaO$ ,  $Al_2O_3$ ,  $MgO$ ,  $ZnO$  выберите два оксида с наиболее выраженными основными свойствами. Укажите валентные электроны выбранных элементов.
9. Приведите современную формулировку периодического закона. Объясните, почему в периодической системе элементов аргон помещен соответственно перед калием, хотя имеют большую атомную массу. Как называются пары таких элементов?

**Контрольные вопросы:**

1. В каком году был открыт периодический закон химических элементов, как он сформулирован Д.И. Менделеевым?
2. Приведите современную формулировку периодического закона Д.И. Менделеева.
3. Что вы знаете о предшественниках Д.И. Менделеева?
4. Почему в периодической системе Д.И. Менделеева аргон помещен перед калием, кобальт — перед никелем, теллур — перед иодом, несмотря на то, что атомная масса элементов, указанных вторыми, меньше?
5. В чем сущность закона периодичности? Каковы его основные черты?
6. Что такое период, группа, подгруппа в периодической системе? Их физический смысл?
7. Сколько периодов и групп в периодической системе?
8. Какие подгруппы называют главными и какие — побочными?
9. Какие элементы образуют главную подгруппу II группы и побочную подгруппу I группы?
10. Как изменяются металлические свойства элементов в главной подгруппе и в периоде?
11. Как изменяются свойства атомов элементов с увеличением порядкового номера?
12. В каких группах периодической системы находятся элементы, образующие газообразные соединения с водородом? Какие из них обладают кислотными свойствами?

- Найдите в периодической системе самый активный металл и самый активный неметалл. В какой части периодической системы сконцентрированы элементы, обладающие неметаллическими свойствами?
- Если провести линию в периодической системе от бора к астату, то элементы, с какими свойствами расположены выше и ниже этой линии?
- Обладает ли амфотерными свойствами оксид трехвалентного таллия, если такими свойствами обладают оксиды трехвалентного алюминия и галлия?

### 2.3. Химическая связь

**Химическая связь** — это взаимодействие атомов, обуславливающее устойчивость молекулы или кристалла как целого.

Химическая связь определяется взаимодействием между заряженными частицами (ядрами и электронами). По характеру распределения электронной плотности химические связи традиционно подразделяют на ковалентные, ионные и металлические:

**1. Ковалентная связь** — химическая связь между двумя атомами, осуществляемая общей для этих атомов парой электронов ( $H_2$ ,  $Cl_2$  и т.п.). По степени смещённости общих электронных пар к одному из связанных ими атомов ковалентная связь может быть полярной и неполярной (рис. 49).

**Ковалентную неполярную связь** — образуют атомы одного и того же неметалла ( $H_2$ ,  $O_2$ ,  $O_3$ ). **Ковалентную полярную связь** — образуют атомы разных неметаллов, отличающихся по значениям электроотрицательности ( $HCl$ ,  $H_2O$ ,  $NH_3$ ).

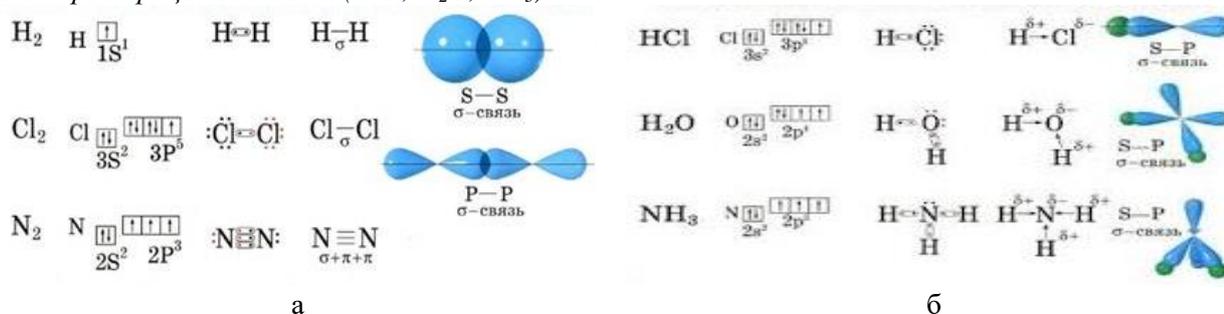


Рис. 49. Ковалентная связь: а – неполярная, б – полярная

**2. Ионная связь** — результат электростатического взаимодействия противоположно заряженных ионов, обладающих обособленными друг от друга электронными оболочками ( $Cs^+F^-$ ,  $Na^+Cl^-$  и т.п.) (рис. 50).

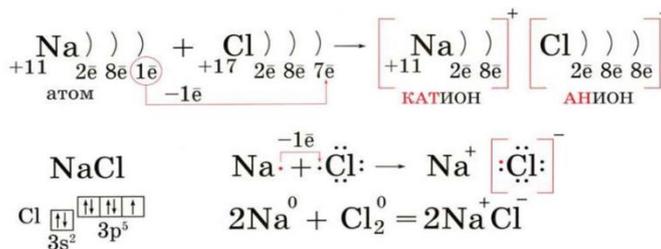


Рис. 50. Ионная связь

**3. Металлическая связь** — химическая связь между атомами в металлическом кристалле, возникающая за счёт перекрытия (обобществления) их валентных электронов ( $Ca$ ,  $Al$ ,  $Fe$ ,  $Zn$ ).

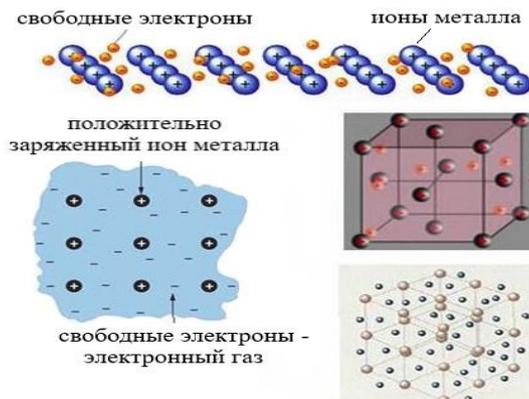
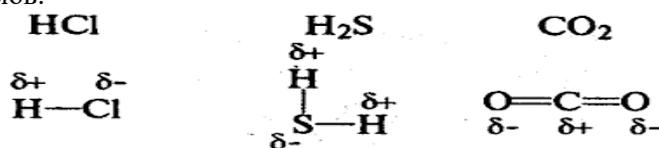


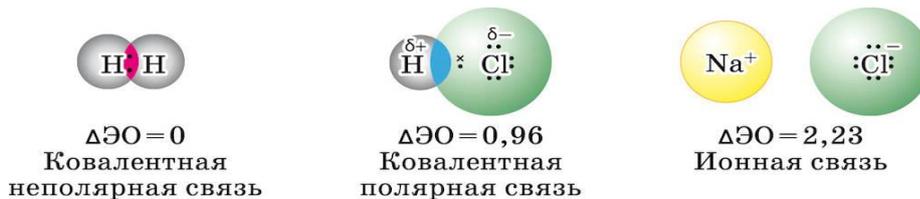
Рис. 51. Металлическая связь

Для оценки способности атома данного элемента оттягивать к себе электроны, осуществляющие связь, пользуются значением относительной электроотрицательности ( $\chi$ ).

**Электроотрицательность ( $\chi$ )** или **относительная электроотрицательность** — фундаментальное химическое свойство атома, количественная характеристика способности атома в молекуле смещать к себе общие электронные пары, то есть способность атомов оттягивать к себе электроны других атомов:



Чем больше электроотрицательность атома, тем сильнее притягивает он обобществленные электроны:



Таким образом, при образовании ковалентной связи между двумя атомами разных элементов общее электронное облако смещается к более электроотрицательному атому. Поэтому с ростом  $\Delta \chi$  степень ионности связи возрастает.

Значения электроотрицательности атомов некоторых элементов по отношению к электроотрицательности фтора, принятой равной 4,0, приведены в таблице 19.

Таблица 19

Относительная электроотрицательность атомов элементов по Полингу

Период \ Группа	I		II		III		IV		V		VI		VII	
	A	B	A	B	A	B	A	B	A	B	A	B	A	B
1	H 2,1													
2	Li 1,0	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0							
3	Na 0,9	Mg 1,2	Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0							
4	K 0,8	Ca 1,0	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8							
5	Rb 0,8	Sr 1,0	In 1,7	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5							
6	Cs 0,7	Ba 0,9	Tl 1,8	Pb 1,9	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,2							
7	Fr 0,7	Ra 0,9												

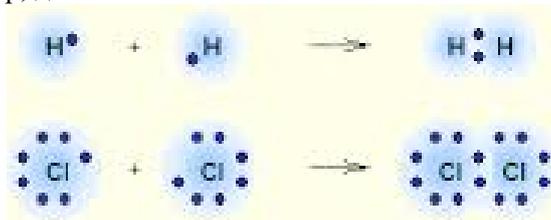
По разности электроотрицательности можно определить тип связи (рис. 52):



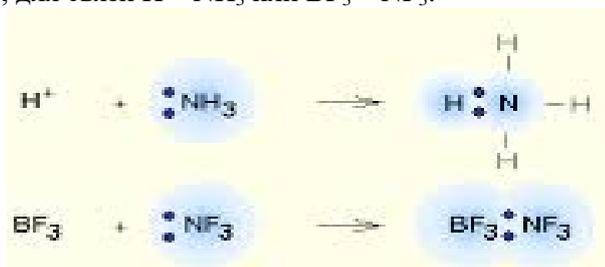
Рис. 52. Типы связи по разности электроотрицательности

Например, в молекуле H-Cl,  $\chi(\text{H}) = 2,1$  и  $\chi(\text{Cl}) = 3,0$ , тогда  $\Delta\chi = 3,0 - 2,1 = 0,9$ , следовательно  $\Delta\chi < 1,7$  – это ковалентная полярная связь.

**Механизм образования связи.** Ковалентная связь может быть образована путем обобществления электронов двух нейтральных атомов (обменный, или равноценный механизм образования связи). Например, для связи H—H или Cl—Cl:



Такая же ковалентная связь H—H возникает при обобществлении электронной пары гидрид-иона H<sup>-</sup> с катионом водорода H<sup>+</sup> (донорно-акцепторный, или координационный механизм образования связи). Например, для связи H—NH<sub>3</sub> или BF<sub>3</sub>—NF<sub>3</sub>:



Катион H<sup>+</sup> – акцептор, а анион H<sup>-</sup> – донор электронной пары.

**Валентность атомов. Перекрывание атомных орбиталей.** Основываясь на электронных формулах двух и многоатомных частиц (молекул, ионов), можно определить валентность каждого атома. С точки зрения строения молекул валентность атома в сложной частице – это число общих электронных пар у этого атома в данной частице (по одной на каждую связь), то есть число  $\sigma$ -связей, которые этот атом образовал с другими атомами при формировании сложной частицы.

Например, в молекуле H<sub>2</sub> валентность атома водорода H равна 1, в молекуле O<sub>2</sub> валентность атома водорода O равна 2, а в молекуле аммиака N<sub>2</sub> валентность атома азота N равна 3:



При образовании химических связей всегда происходит сдвиг электронной плотности в направлении перекрывания, а это приводит к изменению формы орбиталей по сравнению с их состоянием в свободном атоме.

**Гибридизация атомных орбиталей. Геометрическая форма частиц.** Перекрывание атомных орбиталей при формировании двухатомных молекул АВ (А и В – атомы одного или разных элементов) ведет к линейной геометрической форме молекул (H—H, F—F, H—Cl).

Образование химических связей в многоатомных молекулах ведет к изменению формы и расположения орбиталей в пространстве у того атома, который образует две или более связей (атом А в частицах АВ<sub>n</sub>), поскольку, в многоатомных частицах происходит гибридизация орбиталей центрального атома А (по теории, разработанной Л. Полингом в 1931 г.).

Типы гибридизации атомных орбиталей центрального атома определяют геометрическую форму частиц (молекул, ионов) АВ<sub>n</sub> (табл. 20, рис. 53).

Таблица 20

Гибридизация атомных орбиталей. Геометрическая форма частиц

Гибридизация	Геометрическая форма	Угол между связями
sp	Линейная	180°
sp <sup>2</sup>	Треугольная	120°
sp <sup>3</sup>	Тетраэдрическая	109,5°
sp <sup>3</sup> d	Тригонально-бипирамидальная	90°, 120°
sp <sup>3</sup> d <sup>2</sup>	Октаэдрическая	90°

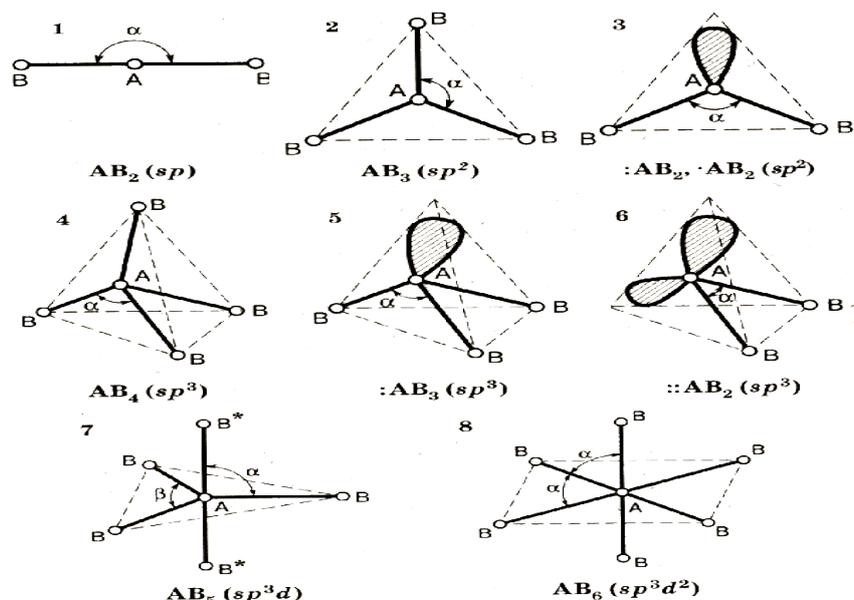


Рис. 53. Геометрическая форма частиц

**Решения типовых заданий:**

**Пример 1.** Вычислить разность относительных электроотрицательностей атомов для связей Н—О и О—Э в соединениях Э(OH)<sub>2</sub>, где Э—Mg, Ca или Sr, и определить:

а) какая из связей Н—О или О—Э характеризуется в каждой молекуле большей степенью ионности;

б) каков характер диссоциации этих молекул в водном растворе?

**Решение:**

По данным таблицы 19 вычисляем разность электроотрицательностей для связей О—Э:

$$\Delta\chi_{\text{Mg-O}} = 3,5 - 1,2 = 2,3$$

$$\Delta\chi_{\text{Ca-O}} = 3,5 - 1,04 = 2,46$$

$$\Delta\chi_{\text{Sr-O}} = 3,5 - 0,99 = 2,51$$

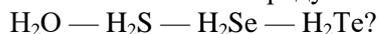
Разность электроотрицательностей для связи О—Н составляет 1,4.

Таким образом:

а) во всех рассмотренных молекулах связь Э—О более полярна, т.е. характеризуется большей степенью ионности;

б) диссоциация на ионы в водных растворах будет осуществляться по наиболее ионной связи в соответствии со схемой: Э(OH)<sub>2</sub> = Э<sup>2+</sup> + 2ОН<sup>-</sup>; следовательно, все рассматриваемые соединения будут диссоциировать по типу оснований.

**Пример 2.** Как изменяется прочность связи Н—Э в ряду:



**Решение:**

В указанном ряду размеры валентных электронных облаков элементов (O, S, Se, Te) возрастают, что приводит к уменьшению степени их перекрывания с электронным облаком атома водорода и к возрастающему удалению области перекрывания от ядра атома соответствующего элемента.

Это вызывает ослабление притяжения ядер взаимодействующих атомов к области перекрывания электронных облаков, т.е. ослабление связи. К этому же результату приводит возрастающее экранирование ядер рассматриваемых элементов в ряду О—S—Se—Te вследствие увеличения числа промежуточных электронных слоев. Таким образом, при переходе от кислорода к теллуру прочность связи Н—Э уменьшается.

**Задания для самостоятельной работы:**

1. Дайте классификацию видов химической связи.
2. Почему фтор, в отличие от остальных галогенов, имеет одну степень окисления? Почему сера, селен, теллур, по сравнению с кислородом, проявляют большее число степеней окисления?
3. Почему энергия двойной связи не равна удвоенной энергии одинарной связи, энергия тройной связи - утроенной энергии одинарной связи или полуторной энергии двойной связи?

4. Чем объяснить устойчивость отдельных молекул с кратными связями  $N_2$ ,  $O_2$ ,  $CO_2$  и склонность их аналогов к образованию полимерных молекул  $P_4$ ,  $S_8$ ,  $SiO_2$ ?
5. Какая структура молекулы  $COS$  энергетически более выгодна  $S=C=O$  или  $C=S=O$ ?
6. В какой молекуле  $H_2S$ ,  $H_2Se$ ,  $H_2Te$  угол между связями больше отклоняется от  $90^\circ$  градусов?
7. Как и почему изменяется величина угла в вершинах пирамидальных молекул  $ЭН_3$  при переходе от  $РН_3$  к  $SbH_3$ ?
8. Определите тип гибридизации и структуру молекул  $SiCl_4$ ,  $PF_5$ ,  $SF_6$ .
9. Почему в молекуле этилена угол между связями  $H-C-H$  меньше  $120^\circ$  градусов?
10. Определите конфигурацию молекул с кратными связями  $C_2H_2$ ,  $CS_2$ ,  $SO_3$ ,  $SOCl_2$ ,  $HNO_2$ ,  $CH_3COOH$ ,  $POCl_3$ ,  $COCl_2$ ,  $H_3PO_4$ ,  $Cl_2O_7$ .
11. Почему молекула  $NH_3$  сильно полярная молекула, а  $NF_3$  слабополярная?
12. Как и почему меняются в ряду  $HF - HCl - HBr - HI$ : а) дипольные моменты молекул; б) термическая устойчивость; в) поляризуемость молекул; г) способность к диссоциации в водном растворе?
13. Какую решетку (атомную, молекулярную, ионную) имеют в твердом состоянии: криптон, диоксид углерода, фторид калия, кремний, углеводород состава  $C_{12}H_{26}$ ?
14. Почему в ряду фтор—хлор—бром—йод температуры кипения и плавления возрастают? В каком агрегатном состоянии при комнатной температуре должен быть астат?
15. Учитывая возможность образования связей по донорно-акцепторному механизму, объясните: почему в молекулах  $BCl_3$  и  $SiCl_4$  кратность связи центрального атома с хлором больше 1?

#### **Контрольные вопросы:**

1. Что означают понятия: энергия ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность?
2. Какой из элементов обладает наибольшей электроотрицательностью: хлор, бром, йод, фтор?
3. Что такое ионы? Какая химическая связь называется ионной?
4. Между атомами каких элементов возникает ионная связь?
5. Что такое ковалентная связь? На какие виды по механизму она подразделяется?
6. Между атомами каких элементов возникает ковалентная связь?
7. Какие молекулы называются: а) полярными; б) неполярными; в) ионными?
8. Дайте краткое определение донорно-акцепторной химической связи.
9. Как по величине электроотрицательности элементов можно установить характер химической связи в соединении и полярность химической связи в соединении?
10. В какую сторону смещается электронная плотность при образовании следующих связей:  $P-Cl$ ,  $P-H$ ,  $K-H$ ,  $Br-C$ ,  $Cl-Cl$ ,  $H-O$ ?

### **2.4. Лабораторно-практическая работа 6. Строение атома. Химическая связь**

**Цель работы** – изучение s-, p-, d-элементов на основании их положения в Периодической системе, моделирование Периодической системы, научиться давать характеристику элементов по месту их нахождения в таблице, закрепить полученные знания о строении вещества и химической связи.

#### **Оборудование:**

периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева, таблица электроотрицательностей элементов Полинга

#### **Работа 1. Моделирование построения Периодической таблицы химических элементов**

**Задание:** Смоделируйте расположение элементов в Периодической системе химических элементов первого – третьего периодов. Определите закономерности изменения свойств элементов, их оксидов и гидроксидов.

Заполните карточки элементов, согласно образцу и запишите следующие сведения об элементе:

- химический символ и его порядковый номер,
- название,
- значение относительной атомной массы,
- укажите тип элемента (металл или неметалл),
- формулу высшего оксида (в скобках укажите характер оксида- основной, кислотный или амфотерный),
- формулу летучего водородного соединения (для неметаллов).

Расположите элементы по возрастанию значений относительных атомных масс.

**Пример оформления карточки:**

- К, № 19, - калий, - Ar = 39,0983, - металл, - K <sub>2</sub> O, - оксид основной
---

**Работа 2. Строение атома. Химическая связь**

**Задание:** Опишите химическую связь в молекулах согласно приведенному ниже плану.

**План выполнения задания:**

- Составьте электронные формулы элементов, входящих в состав молекулы:

а) H <sub>2</sub> S, NH <sub>3</sub>	и) GeH <sub>4</sub> , AsH <sub>3</sub>	р) BeBr <sub>2</sub> , SbCl <sub>3</sub>
б) SiCl <sub>2</sub> , GaBr <sub>3</sub>	й) PbCl <sub>2</sub> , PbCl <sub>4</sub>	с) Br <sub>2</sub> , BeF <sub>2</sub>
в) BiCl <sub>3</sub> , H <sub>2</sub> O	к) GeCl <sub>2</sub> , AlF <sub>3</sub>	т) KBr, CH <sub>4</sub>
г) NCl <sub>3</sub> , OF <sub>2</sub>	л) LiCl, C <sub>2</sub> H <sub>2</sub>	у) SiO, ZnBr <sub>2</sub>
д) AlBr <sub>3</sub> , H <sub>2</sub> Se	м) GaI <sub>3</sub> , HCl	ф) LiH, ZnCl <sub>2</sub>
е) N <sub>2</sub> O <sub>3</sub> , SiCl <sub>4</sub>	н) O <sub>2</sub> , SnH <sub>4</sub>	х) N <sub>2</sub> , CF <sub>4</sub>
ж) HBr, InCl <sub>3</sub>	о) NaCl, BCl <sub>3</sub>	ц) CaF <sub>2</sub> , PH <sub>3</sub>
з) CO <sub>2</sub> , PCl <sub>3</sub>	п) S <sub>2</sub> Cl <sub>2</sub> , (Fe) <sub>n</sub>	ч) F <sub>2</sub> , C <sub>2</sub> H <sub>4</sub>
- Изобразите графически валентные электроны в основном и возбужденном состояниях.
- Определите тип химической связи.
- Определите тип гибридизации орбиталей.
- Покажите пространственное строение молекулы с помощью орбиталей и геометрических фигур.
- Дайте количественную оценку углам между связями. Укажите кратность связи.

**Рекомендуемая литература:** № 3, 7 – 8 (стр. 128).

### ГЛАВА 3. КАЧЕСТВЕННЫЙ АНАЛИЗ

*Аналитическая химия* — наука, развивающая теоретические основы химического анализа веществ и разрабатывающая методы идентификации, обнаружения, разделения, определения химических элементов и их соединений, а также методы установления химического состава веществ.

Проведение химического анализа в настоящее время заключается в получении информации о составе и природе вещества.

В зависимости от задач, аналитическая химия подразделяется на *качественный анализ*, нацеленный на определение того, что (или какие вещества), в какой форме находится в образце, и *количественный анализ* – определение сколько данного вещества (элементов, ионов, молекулярных форм и др.) находится в образце.

*Предмет аналитической химии* – совершенствование существующих и разработка новых методов анализа, их практическое применение, исследование теоретических основ аналитических методов.

**В задачи качественного анализа входит:**

1. установление присутствия (обнаружение, открытие) в пробе тех или иных компонентов (молекул, атомов, ионов);
2. идентификация веществ и компонентов в пробе неизвестного состава (установление их аналогии соответствующим эталонам).

**Задачи количественного анализа** — определение содержания или концентрации компонентов в пробе.

Деление химического анализа на качественный анализ и количественный анализ в определённой степени условно, если компонент не обнаружен в пробе, то его содержание ниже некоторого предела, ограничиваемого используемым методом. Когда состав анализируемой пробы неизвестен, сначала проводят качественный анализ и только после этого приступают к количественным измерениям.

Аналитическая химия играет важную роль в сельском хозяйстве. Задачи повышения урожайности сельскохозяйственных культур и продуктивности животноводства тесно связаны с изучением состава почв, определением в них макро- и микроэлементов, с анализом удобрений и сельскохозяйственных ядов, а также с постоянным контролем качества продукции растениеводства и животноводства. Без анализа почв и удобрений невозможна интенсификация сельского хозяйства. Особое значение приобретает анализ почв на содержание микроэлементов и обоснованное внесение недостающих компонентов для повышения урожайности.

Кроме того, знание аналитической химии необходимо при изучении специальных дисциплин: почвоведения, общего земледелия, физиологии животных и растений, микробиологии, химической защиты растений, процессов переработки продукции сельского хозяйства.

#### 3.1. Кислотно-основная классификация катионов и анионов

Элементы различных групп периодической системы (I–VIII) существуют в виде катионов, с помощью групповых реактивов можно выделить отдельные группы катионов в аналитические группы.

Кислотно-основная классификация катионов основана на различной растворимости гидроксидов, хлоридов, сульфатов (табл. 21). Групповыми реактивами этого метода являются растворы кислот и оснований:

Таблица 21

Кислотно-основная классификация катионов

Группа	Катионы	Групповой реактив	Состав осадка	Краткая характеристика
I	$K^+, Na^+, NH_4^+$	нет	-	-
II	$Ca^{2+}, Ba^{2+}, Sr^{2+}$	$H_2SO_4$	$MSO_4$	Сульфаты нерастворимы в воде и разбавленных растворах кислот и щелочей
III	$Ag^+, [Hg_2^{2+}], Pb^{2+}$	HCl	$MCl_n$	Хлориды нерастворимы в воде и разбавленных растворах кислот и щелочей
IV	$Al^{3+}, Cr^{3+}, Zn^{2+}, Sn^{2+}, Sn^{4+}, As^{3+}, As^{5+}$	NaOH (избыток)	$M(OH)_n$	Гидроксиды растворимы в избытке щелочи

V	$Mg^{2+}, Mn^{2+}, Fe^{2+}, Fe^{3+}, Bi^{3+}, Sb^{3+}, Sb^{5+}$	NaOH	$M(OH)_n$	Гидроксиды нерастворимы в избытке щелочи и аммиака
VI	$Cu^{2+}, Co^{2+}, Ni^{2+}, Hg^{2+}, Cd^{2+}$	$NH_3$	$M(OH)_2$	Гидроксиды нерастворимы в избытке щелочи, но нерастворимы в избытке аммиака

В форме анионов существуют обычно *p*-элементы IV, V, VI, VII групп периодической системы элементов Д.И. Менделеева. Имея переменную степень окисления, эти элементы образуют, как правило, разные анионы с различными свойствами. Большинство *p*-элементов образуют анионы кислородсодержащих кислот:  $SO_4^{2-}, SO_3^{2-}, S_2O_3^{2-}, CO_3^{2-}, PO_4^{3-}, NO_3^-$ , и только для *p*-элементов главных групп VI и VII групп периодической системы характерно образование анионов бескислородных кислот:  $Cl^-, Br^-, I^-, S^{2-}$ .

Для анализа анионов большое значение имеют их способность образовывать с катионами труднорастворимые соединения, анионы делят на три аналитические группы. (табл. 22).

Таблица 22

Кислотно-основная классификация анионов

Группа	Анионы, $An^{n-}$	Групповой реактив	Состав осадка	Краткая характеристика
I	$SO_4^{2-}, SO_3^{2-}, CO_3^{2-}, PO_4^{3-}, C_2O_4^{2-}, CrO_4^{2-}$	$BaCl_2$	$Ba_n(An^{n-})$	Соли бария в воде нерастворимы
II	$Cl^-, Br^-, S^{2-}, SCN^-$	$AgNO_3 + HNO_3$	$Ag_n(An^{n-})$	Соли серебра нерастворимы в воде и азотной кислоте
III	$NO_2^-, NO_3^-, CH_3COO^-$	нет	-	Соли бария и серебра растворимы в воде

**Контрольные вопросы. Катионы 1 – 3 группы:**

1. Каково назначение групповых реактивов?
2. Какие существуют классификации катионов? Чем они отличаются друг от друга?
3. Как проводится анализ дробным методом?
4. В каких случаях пользуются систематическим методом анализа?
5. Какие катионы относятся к первой аналитической группе? Какова их роль в биохимических и агрохимических процессах?
6. Какими свойствами отличаются катионы первой аналитической группы от других катионов?
7. Почему анализ смеси катионов первой группы начинают с обнаружения катиона аммония  $NH_4^+$ ?
8. Можно ли обнаружить катион  $Na^+$  в присутствии катиона  $NH_4^+$ ?
9. Какая из реакций обнаружения катиона аммония  $NH_4^+$  является специфической?
10. Какими биогенными и химическими свойствами обладают катионы второй группы?
11. Как используют в анализе растворимость хлоридов  $AgCl, PbCl_2$ ?
12. Почему при обнаружении катионов второй группы необходимо использовать систематический ход анализа?
13. На чем основано удаление катиона  $Pb^{2+}$ ? Можно ли практически полностью осадить катион  $Pb^{2+}$  действием  $HCl$ ?
14. Как переводят в раствор осадок хлорида серебра?
15. С помощью, каких реактивов открывают катион  $Ag^+$ ?
16. Каковы биогенные свойства катиона кальция?
17. Какими химическими свойствами характеризуются катионы третьей группы? Каковы причины их объединения в одну группу?
18. Какова сравнительная растворимость сульфатов катионов третьей группы?
19. Почему необходимо удалить катион  $Ba^{2+}$  перед обнаружением катионов  $Sr^{2+}$  и  $Ca^{2+}$ ? Как проводят его удаление?
20. С помощью какого реактива открывают катион  $Ba^{2+}$  в присутствии катионов  $Sr^{2+}$  и  $Ca^{2+}$ ?
21. Как проводят обнаружение катионов  $Sr^{2+}$  и  $Ca^{2+}$ ?

**Контрольные вопросы. Катионы 4 – 6 группы:**

1. Каковы агробиологические свойства катионов четвертой группы?
2. Какое свойство гидроксидов катионов четвертой группы позволило выделить их в отдельную аналитическую группу?
3. Как проводят отделение и обнаружение катиона  $Al^{3+}$ ?

- С помощью какого реактива можно отделить катион  $Zn^{2+}$  от остальных катионов четвертой группы?
- О чем свидетельствует отсутствие окраски раствора смеси катионов четвертой группы?
- В какой среде открывают ион цинка  $Zn^{2+}$  действием дитизона?
- С какой целью при обнаружении  $Al^{3+}$  ализарином капельным способом прибавляют  $K_4[Fe(CN)_6]$ ?
- Какова будет реакция водных растворов солей: иодида калия KI, бромида аммония  $NH_4Br$ , сульфида натрия  $Na_2S$  и хлорида аммония  $NH_4Cl$ ?
- Каковы агробиологические и химические свойства катионов пятой группы?
- Какими свойствами обладают гидроксиды катионов пятой группы?
- Почему при разбавлении катионов пятой группы помимо избытка щелочи рекомендуется прибавить пероксид водорода?
- На чем основано отделение  $Mg^{2+}$  от остальных катионов группы?
- Какие катионы пятой группы можно обнаружить дробным методом; с помощью окислительно-восстановительных реакций?
- При действии щелочей на смесь катионов пятой группы выпал белый осадок. Какие катионы отсутствуют в исследуемом растворе?
- Какую роль играет  $H_2O_2$  при растворении осадка  $MnO(OH)_2$  в разбавленных кислотах?
- Какова роль нитрата серебра  $AgNO_3$  при окислении  $Mn^{2+}$  сильными окислителями в кислой среде? Какова его окраска?
- Какой ион образуется при окислении  $Mn^{2+}$  сильными окислителями в кислой среде? Какова его окраска?
- Как можно разделить смесь  $Fe^{2+}$ ,  $Mg^{2+}$ ,  $Mg^{2+}$ ?
- Каковы биогенные свойства катионов шестой группы?
- Какое свойство катионов шестой группы позволяет выделить их в отдельную аналитическую группу?
- Почему аминокомплекс кобальта (II) образуется лишь при большом избытке аммиака?
- В какой цвет окрашены аммиакаты и аквакомплексы катионов шестой группы?
- Что произойдет при подкислении аминокомплекса меди (II)? Как при этом изменится окраска раствора?

**Контрольные вопросы. Анионы 1-3 группы:**

- На чем основана классификация анионов?
- Какие анионы относятся к первой группе? Какими агробиологическими свойствами они обладают?
- Какое свойство анионов второй группы позволило их выделить в отдельную группу? Какое значение они имеют в сельском хозяйстве?
- Каковы свойства анионов третьей группы?
- К каким выводам могут привести предварительные испытания на отдельные группы анионов?
- Какими способами можно разделить анионы  $PO_4^{3-}$ ,  $SiO_3^{2-}$ ,  $SO_3^{2-}$ ?
- Как определяется нитрат-ион в присутствии нитрит-иона? Напишите уравнения химических реакций.
- Как можно открыть хлорид-, бромид- и иодид-ионы в присутствии сульфид-иона?

### 3.2. Расчеты в качественном анализе

**Способы выражения концентрации растворов:**

*Концентрацией* называется величина, показывающая, сколько растворенного вещества содержится в определенной массе раствора (или растворено в определенном объеме растворителя).

Концентрация раствора может быть выражена различными способами:

**1. Массовая доля растворенного вещества,  $\omega$**  — это отношение массы растворенного вещества к общей массе системы раствора:

$$\omega = \frac{m_{p.v.}}{m_{p-pa}} \times 100 \%$$

В практике аналитической химии концентрацию растворов часто выражают через молярную и нормальную концентрацию:

**2. Молярная концентрация,  $C_M$**  — выражается числом молей растворенного вещества в 1 л раствора.

$$C_M = \frac{m_{p.v.}}{M \cdot V} \text{ (моль/л)}$$

**3. Нормальная концентрация** (молярная концентрация эквивалента),  $C_n$  — отношение количества вещества эквивалента в системе (например, в растворе) к объему этой системы. Раствор, содержащий 1 моль эквивалентов в 1 л, называется нормальным.

**Эквивалент кислоты (основания)** — такая частица вещества, которая в данной реакции титрования высвобождает один ион водорода или соединяется с ним.

Растворы, содержащие количество вещества, обозначенное  $\nu(\text{HCl}) = 1$  моль,  $\nu(\frac{1}{2}\text{H}_2\text{SO}_4) = 1$  моль,  $\nu(\frac{1}{3}\text{H}_3\text{PO}_4) = 1$  моль, содержат один моль эквивалентов кислот.

**Эквивалент окисляющегося (восстанавливающегося) вещества** — такая частица вещества, которая в данной химической реакции может присоединять или высвобождать один электрон.

Растворы, содержащие количество вещества, обозначенное  $\nu(\frac{1}{5}\text{KMnO}_4) = 1$  моль,  $\nu(\frac{1}{6}\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 1$  моль, в каждом случае будут содержать 1 моль эквивалентов окисляющегося или восстанавливающегося вещества.

В тех случаях, когда нормальная и молярная концентрация совпадают ( $f_{\text{экв}}=1$ ), рекомендуют применять термин «молярная концентрация», например, 0,1 М HCl, 2 М HNO<sub>3</sub> и т.д. термин «нормальная концентрация» для таких растворов можно использовать при определении содержания вещества в анализируемых объектах или при определении концентрации растворов в титриметрическом методе.

**Решения типовых задач:**

**Пример 1.** В 270 мл воды растворено 30 г хлорида натрия. Какова массовая доля растворенного вещества (в %)?

**Решение:**

1) Находим массу раствора:  $m_{\text{р-ра}} = m_{\text{р.в.}} + m_{\text{воды}} = 30 + 270 = 300$  г.

2) Определяем массовую долю (в %) хлорида натрия:

$$\omega = \frac{30}{300} \cdot 100\% = 10\%$$

Ответ: Массовая доля раствора 10 %.

**Пример 2.** В каком объеме воды надо растворить 2 моль гидроксида натрия NaOH, чтобы получить 20%-ный раствор?

**Решение:**

1) В 100 г 20%-ного раствора содержится 20 г NaOH и 80 г (80 мл) H<sub>2</sub>O.

2)  $M_{(\text{NaOH})} = 40$  г/моль, а 20 г составит:

$$V_{(\text{NaOH})} = \frac{m}{M} = \frac{20 \text{ г}}{40 \text{ г/моль}} = 0,5 \text{ моль}$$

3) В 80 г H<sub>2</sub>O содержится 0,5 моль NaOH

$$\begin{array}{l} \text{В } X \text{ г H}_2\text{O} \quad \text{—————} \quad 2 \text{ моль NaOH} \\ 80: X = 0,5 : 2 \quad \text{или} \quad X = \frac{80 \cdot 2}{0,5} = 320 \text{ г} \end{array}$$

Ответ: 2 моль NaOH необходимо растворить в 320 мл H<sub>2</sub>O.

**Пример 3.** Сколько миллилитров 30%-ного раствора соляной кислоты надо взять для приготовления 0,5 л 10%-ного раствора?

**Решение:**

1) Находим массу 0,5 л 10%-ного раствора HCl ( $\rho=1,05$  г/мл):

$$m_{(\text{HCl})} = m \cdot \rho = 500 \text{ мл} \cdot 1,05 \text{ г/мл} = 525 \text{ г}$$

2) Рассчитываем массу хлороводорода в этом растворе:

$$\begin{array}{l} \text{в } 100 \text{ г } 10\% \text{-ного раствора содержится } 10 \text{ г HCl} \\ \text{в } 525 \text{ г раствора} \quad \text{—————} \quad X \text{ г HCl} \\ 100 : 525 = 10 : X \quad \text{или} \quad X = \frac{525 \cdot 10}{100} = 52,5 \text{ г} \end{array}$$

3) Находим, в какой массе 30%-ного раствора HCl ( $\rho=1,05$  г/мл) содержится 52,5 г хлороводорода:

$$\begin{array}{l} \text{в } 100 \text{ г } 30\% \text{-ного раствора HCl содержится } 30 \text{ г HCl} \\ X \text{ г раствора HCl} \quad \text{—————} \quad 52,5 \text{ г HCl} \\ 100: X = 30 : 52,5 \quad \text{или} \quad X = \frac{100 \cdot 52,5}{30} = 175 \text{ г} \end{array}$$

4) Вычисляем объем 30%-ного раствора HCl:

$$V = \frac{m}{\rho} = \frac{175 \text{ г}}{1,15 \text{ г/мл}} = 152 \text{ мл}$$

Ответ: Для приготовления 0,5 л 10%-ного раствора соляной кислоты нужно взять 152 мл 30%-ного раствора.

**Пример 4.** Какова молярная концентрация 10%-ного раствора HCl ( $\rho=1,05$  г/мл)?

**Решение.**

1) Находим массу 1 л 10%-ного раствора HCl:

$$m = V \cdot \rho = 1000 \text{ мл} \cdot 1,05 \text{ г/мл} = 1050 \text{ г}$$

2) Рассчитываем массу хлороводорода в 1050 г 10%-ного раствора HCl:

$$\begin{array}{l} 1050 \text{ г раствора HCl составляет } 100 \% \\ X \text{ г раствора HCl} \quad \text{---} \quad 10 \% \\ 100 : 1050 = 10 : X \quad \text{или} \quad X = \frac{1050 \cdot 10}{100} = 105 \text{ г} \end{array}$$

3) Молярную концентрацию раствора:

$$C_M = \frac{m}{M \cdot V} = \frac{105}{36,5 \cdot 1} = 2,88 \text{ моль/л}$$

Ответ: Молярная концентрация 10 % раствора HCl составляет 2,88 моль/л.

**Пример 5.** Сколько миллилитров 10%-ного раствора H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> надо взять для приготовления 2 л 0,5 М раствора?

**Решение:**

1) Рассчитываем, сколько граммов серной кислоты содержит 2 л 0,5 М раствора:

$$\begin{array}{l} \text{в 1 л раствора содержится } 49 \text{ г H}_2\text{SO}_4 \\ \text{в 2 л раствора} \quad \text{---} \quad x \text{ г H}_2\text{SO}_4 \\ 1 : 2 = 49 : X \quad \text{или} \quad X = \frac{2 \cdot 49}{1} = 98 \text{ г} \end{array}$$

2) Находим, в какой массе 10%-ного раствора содержится 98 г H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>:

$$\begin{array}{l} \text{в 100 г раствора содержится } 10 \text{ г H}_2\text{SO}_4 \\ \text{в } Y \text{ г раствора} \quad \text{---} \quad 98 \text{ г H}_2\text{SO}_4 \\ 100 : Y = 10 : 98 \quad \text{или} \quad Y = \frac{100 \cdot 98}{10} = 980 \text{ г (раствора)} \end{array}$$

3) Вычисляем объем 10%-ного раствора:

$$V = \frac{m}{\rho} = \frac{980}{1,07} = 916 \text{ мл}$$

Ответ: Для приготовления 2 л 0,5 М раствора необходимо взять 916 мл 10% раствора H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>.

**Пример 6.** Какова нормальная концентрация (молярная концентрация эквивалента) 30%-ного раствора H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> ( $\rho=1,22$  г/мл,  $f_{\text{эkv}}=1/2$ )?

**Решение:**

1) Масса 1 л 30%-ного раствора H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> составляет 1220 г

2) Находим массу серной кислоты в данном растворе:

$$\begin{array}{l} \text{в 100 г раствора содержится } 30 \text{ г H}_2\text{SO}_4 \\ \text{в 1220 г} \quad \text{---} \quad x \text{ г H}_2\text{SO}_4 \\ 100 : 1220 = 30 : X \quad \text{или} \quad X = \frac{30 \cdot 1220}{100} = 366 \text{ г.} \end{array}$$

3) Определяем нормальную концентрацию раствора, зная, что 1 моль эквивалентов серной кислоты равен 49,04 г/моль ( $M_{(3)}(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{1}{2} M(\text{H}_2\text{SO}_4)$ ):

$$C_H = \frac{m}{M_{(3)} \cdot V} = \frac{366}{49,04} = 7,47 \text{ н}$$

Ответ: Нормальная концентрация раствора составляет 7,47 н.

**Пример 7.** Сколько граммов KMnO<sub>4</sub> надо взять для приготовления 2 л 0,5 н. раствора, если данный раствор используют в кислой среде?

**Решение:**

1)  $f_{\text{эkv}}(\text{KMnO}_4)$  в кислой среде равен 1/5, следовательно,

$$M_3(\text{KMnO}_4) = 1/5 \cdot 158,04 \text{ г/моль} = 31,61 \text{ г/моль}$$

2) Для приготовления 1 л 0,5 н. раствора необходимо взять:

$$0,5 \text{ моль} \cdot 31,61 = 15,8 \text{ г, а для приготовления 2 л} \text{ --- } 31,6 \text{ г}$$

Можно использовать формулу:

$$m_{\text{KMnO}_4} = C_M \cdot M_{(3)} \cdot V = 0,5 \text{ моль/л} \cdot 31,61 \text{ г/моль} \cdot 2 \text{ л} = 31,6 \text{ г}$$

Ответ: для приготовления 2 л 0,5 н. раствора нужно взять 31,6 г KMnO<sub>4</sub>

При количественном определении вещества методом титриметрического анализа часто используют растворы определенной концентрации, которую можно выразить в граммах,

содержащихся в 1 мл этого раствора. Такую концентрацию называют **титром** и обозначают буквой **T**.

Например, выражение  $T_{\text{кон}} = 0,01375$  г/мл означает, что каждый миллилитр раствора гидроксида калия содержит 0,01375 г КОН.

Раствор, титр которого известен, называется титрованным. **Титр раствора можно рассчитать, если известны его объем и масса растворенного в нем вещества.** Зная титр раствора, можно вычислить его нормальную концентрацию:

$$T = \frac{m}{V} \text{ г/мл}, \quad C_{\text{н}} = \frac{T \cdot 1000}{M(\text{э})}, \text{ где } M(\text{э}) - \text{молярная масса эквивалента}$$

**Задачи для самостоятельной работы:**

1. Чему равны молярные массы эквивалентов в реакциях полной нейтрализации (NaOH, HCl, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>, K<sub>2</sub>O)?
2. Какова массовая доля (в %) сахара в растворе, содержащем 6 г сахара в 40 г воды?
3. Сколько граммов буры Na<sub>2</sub>B<sub>4</sub>O<sub>7</sub>·10H<sub>2</sub>O надо взять для приготовления 4 кг 5%-ного раствора Na<sub>2</sub>B<sub>4</sub>O<sub>7</sub> (в расчете на безводную соль)?
4. В 600 мл раствора содержится 1,260 г азотной кислоты. Определить молярную концентрацию раствора.
5. Какова нормальная концентрация 22%-ного раствора H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (ρ=1,16 г/мл)?
6. Какой объем воды надо прибавить к 50 г 30%-ного раствора азотной кислоты, чтобы получить 10%-ный раствор HNO<sub>3</sub>?
7. Сколько граммов 80%-ной и 20%-ной фосфорной кислоты, следует взять для приготовления 3000 г 50%-ного раствора?
8. К 200 г 20%-ного раствора HCl добавили 100 мл воды. Какова массовая доля (в%) HCl в полученном растворе?
9. Сколько миллилитров 62%-ного раствора H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (ρ=1,52 г/мл) следует взять для приготовления 1 л 10%-ного раствора H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (ρ=1,07 г/мл)?
10. Сколько миллилитров 20%-ного раствора соляной кислоты (ρ=1,1 г/мл) надо взять для приготовления 10 л 5%-ного раствора (ρ=1,025 г/мл)?
11. Слили 200 мл 10%-ного раствора соляной кислоты (ρ=1,05 г/мл) и 300 мл 30%-ного раствора соляной кислоты (ρ=1,15 г/мл). Какова массовая доля (в %) соляной кислоты в полученном растворе?
12. Сколько миллилитров 15%-ного раствора азотной кислоты (ρ = 1,08 г/мл) надо взять для приготовления 2 л 0,2 М раствора.
13. Рассчитать, сколько миллилитров 30%-ного раствора соляной кислоты (ρ=1,15 г/мл) надо взять для приготовления 2 л 0,2 М раствора.
14. Сколько миллилитров 0,1000 н. раствора соляной кислоты (ρ = 1,08 г/мл) можно приготовить из 200 мл 20%-ного раствора (ρ=1,145 г/мл)?
15. Сколько миллилитров 1 М раствора Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> надо взять для приготовления 2 л 0,25 н. раствора?
16. Сколько миллилитров 38,6%-ного раствора серной кислоты (ρ= 1,29 г/мл) необходимо взять для приготовления 2 л 2 н. раствора этой кислоты?
17. Концентрация серной кислоты в растворе равна 1 М. Сколько молярных масс эквивалентов H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> содержится в 50 мл этого раствора? ( $f_{\text{э}}(\text{H}_2\text{SO}_4)=1/2$ ).
18. Сколько миллилитров 25%-ного раствора уксусной кислоты (ρ=1,03 г/мл) необходимо взять для получения 100 мл 2 М раствора?
19. Сколько миллилитров воды надо добавить к 250 мл раствора, содержащего 50 г NaOH, чтобы получить 1 М раствор?
20. 150 мл 20%-ного раствора соляной кислоты (ρ = 1,1 г/мл) разбавили до 900 мл. Определить молярную концентрацию полученной кислоты.
21. Сколько граммов KMnO<sub>4</sub> содержится в 200 мл 0,04 н. раствора перманганата, если этот раствор используют как окислитель в кислой среде?
22. Рассчитать титр и нормальную концентрацию раствора соды, если в 250 мл воды растворили 5,3 г безводной Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>.

### 3.3. Лабораторная работа 7. Частные реакции катионов I – III группы

**Цель работы** – научиться проводить характерные аналитические реакции катионов I – III группы, освоить основные качественные реакции катионов, характеризовать структуру осадков, закрепить знания по выполнению техники химического эксперимента и технику безопасности.

<b>Реактивы:</b> растворы NaOH, KOH, NaCl, KCl, NH <sub>4</sub> Cl, AgNO <sub>3</sub> , K <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub> , KBr, KI, (CH <sub>3</sub> COO) <sub>2</sub> Pb, Pb(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> , BaCl <sub>2</sub> , H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> , Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> , K <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub> , K <sub>2</sub> Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> , CaCl <sub>2</sub> , Sr(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> , CaSO <sub>4</sub> ·2H <sub>2</sub> O, гидротартрата натрия NaHC <sub>4</sub> H <sub>4</sub> O <sub>6</sub> , кобальтинитрита натрия Na <sub>3</sub> [Co(NO <sub>2</sub> ) <sub>6</sub> ], оксалата аммония (NH <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> C <sub>2</sub> O <sub>4</sub> , реактива Несслера	<b>Оборудование:</b> универсальная индикаторная бумажка, штатив с пробирками, предметное стекло, стеклянная палочка, тигель, тигельные щипцы, водяная баня, нихромовая проволока, спиртовка, асбестовая сетка, нагревательная плитка
--	---

**Задания для самостоятельной работы:**

1. Оформите ход выполнения работы в лабораторной тетради (табл. 23).
2. Ознакомьтесь с ходом выполнения опытов, реагентами и уравнениями реакциями.
3. Выполните лабораторную работу согласно прописям.
4. Наблюдения и выводы, полученные в ходе выполнения частных реакций, запишите в тетрадь – последний столбик таблицы.

Таблица 23

Частные реакции катионов I – III группы

Катион	Реагент	Ход работы. Уравнения реакций	Наблюдения
<b>Частные реакции катионов I группы K<sup>+</sup>, Na<sup>+</sup>, NH<sub>4</sub><sup>+</sup></b>			
<b>Группового реагента нет</b>			
K <sup>+</sup>	Na <sub>3</sub> [Co(NO <sub>3</sub> ) <sub>6</sub> ] <i>Гексанитрокобальтат (III) натрия</i>	$2KCl + Na_3[Co(NO_3)_6] \rightarrow 2NaCl + K_2Na[Co(NO_3)_6] \downarrow$ <p style="text-align: center;">ярко-желтый</p> $2K^+ + Na^+ + [Co(NO_3)_6]^{3-} \rightarrow K_2Na[Co(NO_3)_6] \downarrow$ <p>К капле раствора соли хлорида калия KCl прибавьте 1–2 капли раствора гексанитрокобальтата (III) натрия Na<sub>3</sub>[Co(NO<sub>3</sub>)<sub>6</sub>]. Обратите внимание на цвет и характер осадка.</p>	
K <sup>+</sup>	<b>Окрашивание пламени</b>	Платиновую или нихромовую проволоку тщательно очистите от следов солей прокаливанием. Для этого смочите ее в соляной кислоте и прокалите в пламени горелки (до полного исчезновения окраски пламени). Прикоснитесь ушком раскаленной проволоки к кристаллам соли калия. Приставшие к проволоке крупинки соли внесите в пламя горелки.	
Na <sup>+</sup>	<b>Окрашивание пламени</b>	Очистите платиновую или нихромовую проволоку, смочите ее исследуемым раствором и внесите в бесцветное пламя горелки. Соли натрия окрашивают пламя в интенсивно желтый цвет. Реакция очень чувствительна, с ее помощью можно открывать ион Na <sup>+</sup> как примесь в реактивах. О присутствии натрия можно судить лишь в том случае, если интенсивно-желтая окраска не исчезнет через 10–15 сек.	
NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	NaOH <i>Гидроксид натрия</i>	$NH_4Cl + NaOH \rightarrow NH_3 \uparrow + NaCl + H_2O$ $NH_4^+ + OH^- \rightarrow NH_3 \uparrow + H_2O$ <p>В пробирку прилейте 2–3 капли раствора соли хлорида аммония NH<sub>4</sub>Cl и 3–4 капли раствора щелочи NaOH, слегка нагрейте. Обратите внимание на запах выделяющегося газа. Обнаружить аммиак можно по изменению цвета влажной индикаторной бумагой, поднесенной к отверстию пробирки. Аммиак взаимодействует с водой влажной индикаторной бумаги, образуя</p>	

		ионы OH <sup>-</sup> : $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$	
<b>NH<sub>4</sub><sup>+</sup></b>	<b>Реактив Несслера</b> (смесь комплексной соли $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$ и KOH)	$\text{NH}_4\text{Cl} + 2 \text{K}_2[\text{HgI}_4] + 4 \text{KOH} \rightarrow [\text{OHg}_2\text{NH}_2]\text{I} \downarrow + \text{KCl} + 7\text{KI} + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{NH}_4^+ + 2[\text{HgI}_4]^{2-} + 4\text{OH}^- \rightarrow [\text{OHg}_2\text{NH}_2]\text{I} \downarrow + 7\text{I}^- + 3\text{H}_2\text{O}$ К капле разбавленного раствора соли хлорида аммония NH <sub>4</sub> Cl на предметном стекле или в пробирке добавьте 1–2 капли реактива Несслера, при этом выпадает осадок. Реакция очень чувствительна.	
<b>Частные реакции катионов второй аналитической группы Ag<sup>+</sup>, Pb<sup>2+</sup>, [Hg<sub>2</sub>]<sup>2+</sup></b> <b>Групповым реагентом является хлороводородная кислота</b>			
<b>Ag<sup>+</sup></b>	<b>NaOH</b> <i>Гидроксид натрия</i>	$\text{AgNO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{AgOH} \downarrow + \text{KNO}_3$ $\text{Ag}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{AgOH} \downarrow$ $2\text{AgOH} \rightarrow \text{Ag}_2\text{O} \downarrow + \text{H}_2\text{O}$ Оксид серебра (I) растворяется в растворе аммиака NH <sub>3</sub> : $\text{Ag}_2\text{O} + 4\text{NH}_4\text{OH} \rightarrow 2[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH} + 3\text{H}_2\text{O}$ К 1–2 каплям раствора нитрата серебра AgNO <sub>3</sub> прибавьте 1–2 капли раствора щелочи NaOH, к образовавшемуся осадку Ag <sub>2</sub> O прибавьте по каплям и при перемешивании раствор аммиака NH <sub>4</sub> OH.	
<b>Ag<sup>+</sup></b>	<b>K<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub></b> <i>Хромат калия</i>	$\text{K}_2\text{CrO}_4 + 2\text{AgNO}_3 \rightarrow \text{Ag}_2\text{CrO}_4 \downarrow + 2\text{KNO}_3$ $\text{CrO}_4^{2-} + 2\text{Ag}^+ \rightarrow \text{Ag}_2\text{CrO}_4 \downarrow$ Возьмите в пробирку 2–3 капли раствора нитрата серебра AgNO <sub>3</sub> и добавьте 3–4 капли дистиллированной воды и 1–2 капли хромата калия K <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub> . Обратите внимание на цвет осадка.	
<b>Ag<sup>+</sup></b>	<b>KBr и KI</b> <i>Бромид и иодид калия</i>	$\text{KBr} + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{AgBr} \downarrow + \text{KNO}_3$ $\text{Ag}^+ + \text{Br}^- \rightarrow \text{AgBr} \downarrow$ $\text{KI} + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{AgI} \downarrow + \text{KNO}_3$ $\text{Ag}^+ + \text{I}^- \rightarrow \text{AgI} \downarrow$ В две пробирки прилейте по 2 капли раствора нитрата серебра AgNO <sub>3</sub> и прибавьте в первую пробирку раствор бромида калия KBr, во вторую – иодид калия KI. Обратите внимание на цвет осадка.	
<b>Pb<sup>2+</sup></b>	<b>NaOH</b> <i>Гидроксид натрия</i>	$(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Pb} + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Pb}(\text{OH})_2 \downarrow + 2\text{CH}_3\text{COONa}$ $\text{Pb}^{2+} + 2 \text{OH}^- \rightarrow \text{Pb}(\text{OH})_2$ При действии избытка гидроксида образуется плюмбит натрия: $\text{Pb}(\text{OH})_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{PbO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ К 3–4 каплям раствора ацетата свинца (CH <sub>3</sub> COO) <sub>2</sub> Pb прибавьте 1–2 капли раствора щелочи NaOH.	
<b>Pb<sup>2+</sup></b>	<b>H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub></b> <i>Серная кислота</i>	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{PbSO}_4 \downarrow + 2\text{HNO}_3$ $\text{Pb}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{PbSO}_4 \downarrow$ $\text{PbSO}_4 + 4\text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{PbO}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{PbSO}_4 + 4\text{OH}^- \rightarrow \text{PbO}_2^{2-} + 2\text{H}_2\text{O}$ $2\text{PbSO}_4 + 2\text{CH}_3\text{COO}^- \rightarrow [\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{PbSO}_4] + \text{SO}_4^{2-}$ К 2 каплям раствора ацетата свинца (CH <sub>3</sub> COO) <sub>2</sub> Pb	

		<p>прибавьте 1–2 капли 2М раствора серной кислоты.</p> <p>К первой части осадка при нагревании и перемешивании прибавьте по каплям 2М раствор гидроксида калия или натрия, ко второй – избыток соляной или азотной кислоты, к третьей – 30 % раствор ацетата аммония.</p>	
<b>Pb<sup>2+</sup></b>	<b>K<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub></b> <i>хромат калия и</i> <b>K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub></b> <i>дихромат калия</i>	$\text{Pb}^{2+} + \text{CrO}_4^{2-} \rightarrow \text{PbCrO}_4 \downarrow$ $2\text{Pb}^{2+} + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{PbCrO}_4 \downarrow$ <p>В две пробирки поместите по 2–3 капли раствора ацетата свинца (CH<sub>3</sub>COO)<sub>2</sub>Pb и прибавьте в первую пробирку 1–2 капли раствора хромата калия K<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub>, а во вторую – K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub> дихромата калия. Наблюдайте образование осадков.</p>	
<b>Pb<sup>2+</sup></b>	<b>KI</b> <i>Иодид калия</i>	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{KI} \rightarrow \text{PbI}_2 \downarrow + 2\text{KNO}_3$ $\text{Pb}^{2+} + 2\text{I}^- \rightarrow \text{PbI}_2 \downarrow$ <p>К 1–2 каплям раствора ацетата свинца (CH<sub>3</sub>COO)<sub>2</sub>Pb прибавьте 1–2 капли раствора иодида калия KI. Полученный осадок разделите на две части.</p> <p>К первой части прибавьте несколько капель воды и 2 н раствор уксусной кислоты и нагрейте на водяной бане. Осадок растворяется. При резком охлаждении под струей холодной воды наблюдайте вновь образование золотистых кристалликов.</p> <p>К другой части осадка прибавьте избыток иодида калия до растворения осадка.</p>	
<p><b>Частные реакции и катионов третьей аналитической группы Ba<sup>2+</sup> Sr<sup>2+</sup> Ca<sup>2+</sup></b>  <b>Групповым реагентом является разбавленная серная кислота</b></p>			
<b>Ba<sup>2+</sup></b>	<b>K<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub></b> <i>Хромат калия</i>	$\text{BaCl}_2 + \text{K}_2\text{CrO}_4 \rightarrow \text{BaCrO}_4 \downarrow + 2\text{KCl}$ $\text{Ba}^{2+} + \text{CrO}_4^{2-} \rightarrow \text{BaCrO}_4 \downarrow$ <p>Возьмите в пробирку 3 капли раствора хлорида бария BaCl<sub>2</sub>, добавьте 3 капли раствора хромата калия K<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub> и 3 капли раствора уксусной кислоты CH<sub>3</sub>COOH. Нагрейте на водяной бане. При нагревании выпадает желтый кристаллический осадок хромата бария BaCrO<sub>4</sub>.</p>	
<b>Ba<sup>2+</sup></b>	<b>K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub></b> <i>Дихромат калия</i>	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 2\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{BaCrO}_4 \downarrow + 2\text{KCl} + 2\text{HCl}$ $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2\text{CrO}_4^{2-} + 2\text{H}^+$ $2\text{CrO}_4^{2-} + 2\text{Ba}^{2+} \rightarrow 2\text{BaCrO}_4 \downarrow$ <p>Возьмите в пробирку 3 капли раствора хлорида бария BaCl<sub>2</sub>, добавьте 3 капли раствора дихромата калия и 4–5 капель раствора ацетата натрия CH<sub>3</sub>COONa, нагрейте на водяной бане. При этом выпадает желтый кристаллический осадок хромата бария BaCrO<sub>4</sub>.</p>	
<b>Sr<sup>2+</sup></b>	<b>CaSO<sub>4</sub>·2H<sub>2</sub>O</b> <i>Гипсовая вода</i> (насыщенный водный раствор гипса)	$\text{Sr}(\text{NO}_3)_2 + \text{CaSO}_4 \rightarrow \text{SrSO}_4 \downarrow + \text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ $\text{Sr}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{SrSO}_4 \downarrow$ <p>В пробирку налейте 4 капли раствора нитрата стронция Sr(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>, добавьте 5–6 капель гипсовой воды CaSO<sub>4</sub>·2H<sub>2</sub>O, нагрейте на водяной бане и наблюдайте образование осадка.</p>	
<b>Sr<sup>2+</sup></b>	<b>(NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>C<sub>2</sub>O<sub>4</sub></b> <i>Оксалат аммония</i>	$\text{Sr}(\text{NO}_3)_2 + (\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4 \rightarrow \text{SrC}_2\text{O}_4 \downarrow + 2\text{NH}_4\text{NO}_3$ $\text{Sr}^{2+} + \text{C}_2\text{O}_4^{2-} \rightarrow \text{SrC}_2\text{O}_4 \downarrow$	

		К 2–3 каплям раствора соли стронция прибавьте 1–2 капли раствора оксалата аммония $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$ . Осадок разделите на 2 части и исследуйте его растворимость в соляной, азотной и уксусной кислотах при нагревании.	
$\text{Sr}^{2+}$	<b>Окрашивание пламени</b>	Соли стронция окрашивают бесцветное пламя в карминово-красный цвет.	
$\text{Ca}^{2+}$	$(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$ <i>Оксалат аммония</i>	$\text{CaCl}_2 + (\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4 \rightarrow \text{CaC}_2\text{O}_4 \downarrow + 3\text{NH}_4\text{Cl}$ $\text{Ca}^{2+} + \text{C}_2\text{O}_4^{2-} \rightarrow \text{CaC}_2\text{O}_4$ В пробирку налейте 3 капли раствора хлорида кальция $\text{CaCl}_2$ и добавьте каплю раствора уксусной кислоты $\text{CH}_3\text{COOH}$ , затем прилейте 3 капли оксалата аммония $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$ и 1–2 капли раствора аммиака.	
$\text{Ca}^{2+}$	$(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$ <i>Оксалат аммония</i>	Возьмите три пробирки, в каждую налейте по 3 капли растворов хлорида бария, хлорида стронция, хлорида кальция и прилейте в каждую по 3–4 капли раствора оксалата аммония $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$ . Наблюдайте образование осадков.	
$\text{Ca}^{2+}$	$\text{H}_2\text{SO}_4$ <i>Серная кислота</i>	<b>Микрокристаллоскопическая реакция</b> Одну каплю раствора соли кальция поместите на предметное стекло, добавьте каплю 2 н раствора серной кислоты $\text{H}_2\text{SO}_4$ и осторожно нагрейте на маленьком пламени газовой горелки до появления белой каймы. По краям капли образуются игольчатые кристаллы в виде пучков или звездочек.	
$\text{Ca}^{2+}$	<b>Окрашивание пламени</b>	Летучие соли кальция окрашивают бесцветное пламя горелки в кирпично-красный цвет.	

Запомните основные качественные реакции катионов первой, второй, третьей группы, приведенные в таблице 24.

Таблица 24

Основные реакции катионов первой – третьей группы

<b>Реакции катионов первой аналитической группы</b>			
Реактив	$\text{K}^+$	$\text{Na}^+$	$\text{NH}_4^+$
$\text{NaHC}_4\text{H}_4\text{O}_6$	$\text{KHC}_4\text{H}_4\text{O}_6 \downarrow$	–	$\text{NH}_4 \text{HC}_4\text{H}_4\text{O}_6 \downarrow$
$\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_3)_6]$	$\text{K}_2 \text{Na}[\text{Co}(\text{NO}_3)_6] \downarrow$ желтый	–	$(\text{NH}_4)_2 \text{Na}[\text{Co}(\text{NO}_3)_6] \downarrow$
$\text{K}[\text{Sb}(\text{OH})_6]$	–	$\text{Na}[\text{Sb}(\text{OH})_6] \downarrow$ белый	$\text{HSbO}_3 \downarrow$ белый аморфный
<b>NaOH, KOH</b>	–	–	$\text{NH}_3 \uparrow$
$\text{K}_2[\text{HgI}_4] + \text{KOH}$ Реактив Несслера	–	–	$[\text{Hg}_2\text{ONH}_2]\text{I} \downarrow$ красно-бурый аморфный
<b>Реакции катионов второй аналитической группы</b>			
Реактив	$\text{Ag}^+$		$\text{Pb}^{2+}$
<b>HCl (разбавл.), хлориды</b>	$\text{AgCl} \downarrow$ белый, творожистый		$\text{PbCl}_2 \downarrow$ белый
<b>NaOH, KOH без избытка</b>	$\text{Ag}_2\text{O} \downarrow$ бурый		$\text{Pb}(\text{OH})_2 \downarrow$ белый
<b><math>\text{NH}_4\text{OH}</math></b>	$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ бесцветный раствор		$\text{Pb}(\text{OH})_2 \downarrow$ белый
<b><math>\text{H}_2\text{SO}_4</math> (разбавл.)</b>	$\text{Ag}_2\text{SO}_4 \downarrow$ белый (выпадает из концентрированного раствора)		$\text{Pb}_2\text{SO}_4 \downarrow$ белый
<b>KI</b>	$\text{AgI} \downarrow$ светло-желтый		$\text{PbI}_2 \downarrow$ желтый

$K_2CrO_4$	$Ag_2CrO_4 \downarrow$ кирпично-красный	$PbCrO_4 \downarrow$ желтый	
<b>Реакции катионов третьей аналитической группы</b>			
<b>Реактив</b>	<b><math>Ba^{2+}</math></b>	<b><math>Sr^{2+}</math></b>	<b><math>Ca^{2+}</math></b>
$H_2SO_4$ и растворимые сульфаты	$BaSO_4 \downarrow$ белый	$SrSO_4 \downarrow$ белый	$CaSO_4 \downarrow$ белый (игольчатые кристаллы)
$K_2CrO_4$	$BaCrO_4 \downarrow$ желтый	$SrCrO_4 \downarrow$ желтый	–
$K_2Cr_2O_7$ (ацетатный буферный раствор)	$BaCrO_4 \downarrow$ желтый	–	–
$(NH_4)_2C_2O_4$	$BaC_2O_4 \downarrow$ белый	$SrC_2O_4 \downarrow$ белый	$CaC_2O_4 \downarrow$ Белый

*Рекомендуемая литература:* № 1, 2, 4, 5 (стр. 128).

### 3.4. Лабораторная работа 8. Частные реакции катионов IV – VI группы

**Цель работы** – научиться проводить характерные аналитические реакции катионов IV–VI группы, освоить основные качественные реакции катионов, характеризовать структуру осадков, закрепить знания по выполнению техники химического эксперимента и технику безопасности.

<b>Реактивы:</b> растворы KOH, NaOH, $NH_4OH$ , $AlCl_3$ , $CrCl_3$ , $(NH_4)_2S_2O_8$ , $ZnCl_2$ , $ZnSO_4$ , $Na_2CO_3$ , $K_4[Fe(CN)_6]$ , $FeCl_3$ , $FeSO_4$ , $K_3[Fe(CN)_6]$ , $NH_4SCN$ , $MnSO_4$ , $MgCl_2$ , $Na_2HPO_4$ , $CuSO_4$ , $CoCl_2$ , $NiSO_4$ , $NiCl_2$ , магнезон I или магнезон II, дитизон, диметилглиоксим, ализарин $C_{14}H_6O_2OH$ или 1,2-диоксиантрахинон	<b>Оборудование:</b> пробирки, штатив для пробирок, пробиркодержатель, спички, спиртовка, водяная баня, пробка с газоотводной трубкой, фарфоровая чашка, фильтровальная бумага, стеклянная палочка
---	---

#### **Задания для самостоятельной работы:**

- Оформите лабораторную работу в лабораторной тетради (табл. 25).
- Ознакомьтесь с ходом выполнения опытов, реагентами и уравнениями реакциями.
- Выполните лабораторную работу согласно прописям.
- Наблюдения и выводы, полученные в ходе выполнения частных реакций, запишите в тетрадь – последний столбик таблицы.

Таблица 25

Катион	Реагент	Уравнение реакции и ход работы	Наблюдения
<b>Частные реакции катионов четвертой аналитической группы <math>Al^{3+}</math>, <math>Cr^{3+}</math>, <math>Zn^{2+}</math></b>			
<b>Групповым реагентом является гидроксид натрия или гидроксид калия ( в избытке)</b>			
$Al^{3+}$	$NH_4OH$ <i>Гидроксид аммония</i>	$AlCl_3 + 3NH_4OH \rightarrow Al(OH)_3 \downarrow + 3NH_4Cl$ $Al^{3+} + 3OH^- \rightarrow Al(OH)_3 \downarrow$ К 2–3 каплям раствора хлорида алюминия прибавьте 1–2 капли 2М раствора аммиака $NH_4OH$ и перемешайте. К полученному осадку прибавьте 3–4 капли насыщенного раствора хлорида аммония.	
$Al^{3+}$	<b>Ализарин</b> <i>(<math>C_{14}H_6O_2OH</math> или 1,2-диоксиантрахинон)</i>	На полоску фильтровальной бумаги нанесите 1–2 капли раствора хлорида алюминия, затем подержите 1–2 мин над склянкой с концентрированным раствором аммиака. ( <b>Тяга!</b> ). Катион алюминия $Al^{3+}$ осаждается в виде гидроксида $Al(OH)_3$ . На полученное влажное пятно поместите каплю спиртового раствора ализарина и снова подержите в парах аммиака, при этом ализарин окрашивается в красновато-фиолетовый цвет, так как образуется ализаринат алюминия.	
$Cr^{3+}$	$NH_4OH$ <i>Гидроксид аммония</i>	$CrCl_3 + 3NH_4OH \rightarrow Cr(OH)_3 \downarrow + 3NH_4Cl$ $Cr^{3+} + 3OH^- \rightarrow Cr(OH)_3 \downarrow$ К 2–3 каплям раствора хлорида хрома $CrCl_3$ прибавьте 1–2 капли 2М раствора гидроксида	

		аммония NH <sub>4</sub> OH.	
Cr <sup>3+</sup>	NaOH Гидроксид натрия	$\text{CrCl}_3 + 3 \text{NaOH} \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3 \downarrow + 3 \text{NaCl}$ $\text{Cr}^{3+} + 3 \text{OH}^- \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3 \downarrow$ <p>Налейте в пробирку 3–4 капли раствора хлорида хрома CrCl<sub>3</sub> и добавьте 10–12 капель 2 н. раствора гидроксида натрия NaOH и нагрейте. Обратите внимание, что в пробирке образовавшийся вначале осадок гидроксида хрома при дальнейшем добавлении щелочи растворяется.</p>	
Cr <sup>3+</sup>	(NH <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> S <sub>2</sub> O <sub>8</sub> Персульфат аммония	$\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + 3(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8 + 7\text{H}_2\text{O} \rightarrow$ $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 2(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + 7\text{H}_2\text{SO}_4$ $2\text{Cr}^{3+} + 3\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 7\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 6\text{SO}_4^{2-} + 14\text{H}^+$ <p>В пробирку возьмите 5–6 капель раствора персульфата аммония (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>8</sub>, прибавьте каплю 2 н. раствора серной кислоты H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> и каплю раствора нитрата серебра AgNO<sub>3</sub> (катализатор), а затем 2–3 капли раствора сульфата хрома Cr<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub> или нитрата хрома Cr(NO<sub>3</sub>)<sub>3</sub>. (<b>Хлорид хрома брать нельзя!</b>)</p> <p>Пробирку нагрейте на водяной бане. После нагревания раствор приобретает оранжевый цвет вследствие образования аниона Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub><sup>2-</sup>.</p>	
Zn <sup>2+</sup>	NH <sub>4</sub> OH Гидроксид аммония	$\text{ZnCl}_2 + 2\text{NH}_4\text{OH} \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 \downarrow + 2\text{NH}_4\text{Cl}$ $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 4\text{NH}_4\text{OH} \rightarrow [\text{Zn}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2 + 4\text{H}_2\text{O}$ <p>В пробирку поместите 2–3 капли раствора сульфата цинка, прибавьте по каплям 2М раствор гидроксида аммония NH<sub>4</sub>OH сначала до появления осадка, а затем до его растворения в избытке реактива.</p>	
Zn <sup>2+</sup>	Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> Карбонат натрия	$2\text{ZnSO}_4 + 2\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ $\text{Zn}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3 \downarrow + 2\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{CO}_2 \uparrow$ $2\text{Zn}^{2+} + 2\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Zn}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3 \downarrow + \text{CO}_2$ <p>В пробирку поместите 2–3 капли раствора соли сульфата цинка ZnSO<sub>4</sub>, прибавьте по каплям раствор карбоната натрия Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, наблюдайте выпадение белого аморфного осадка.</p>	
Zn <sup>2+</sup>	K <sub>4</sub> [Fe(CN) <sub>6</sub> ] Гексацианоферрат (II) калия	$3\text{ZnSO}_4 + 2\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] \rightarrow \text{K}_2\text{Zn}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2 \downarrow +$ $3\text{K}_2\text{SO}_4,$ $3\text{Zn}^{2+} + 2[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-} + 2\text{K}^+ \rightarrow \text{K}_2\text{Zn}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2 \downarrow$ <p>К 2–3 каплям раствора сульфата цинка ZnSO<sub>4</sub> прибавьте 3–4 капли реактива K<sub>4</sub>[Fe(CN)<sub>6</sub>].</p>	
Zn <sup>2+</sup>	Дитизон (Раствор дифенил-тиокарбазона)	<p>Налейте в пробирку 2–3 капли раствора сульфата цинка ZnSO<sub>4</sub>, добавьте 5 капель 2 н. раствора гидроксида натрия NaOH, сначала до образования осадка, затем до его растворения и обработайте 2–3 каплями раствора дитизона в хлороформе, перемешайте стеклянной палочкой и наблюдайте малиновое окрашивание обоих слоев. Прделайте подобную реакцию с солями алюминия и хрома. Сравните полученные окраски.</p>	
<b>Частные реакции катионов пятой аналитической группы Fe<sup>2+</sup>, Fe<sup>3+</sup>, Mn<sup>2+</sup>, Mg<sup>2+</sup></b> <b>Групповым реагентом на катионы является раствор щелочи KOH или NaOH</b>			
Fe <sup>2+</sup>	NH <sub>4</sub> OH Гидроксид аммония	$2\text{NH}_4\text{OH} + \text{FeSO}_4 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 \downarrow + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ $2 \text{OH}^- + \text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 \downarrow$ <p>В пробирку поместите 2–3 капли раствора сульфата</p>	

		железа (II) FeSO <sub>4</sub> , добавьте 2–3 капли раствора гидроксида аммония NH <sub>4</sub> OH. Наблюдайте выпадение осадка, отметьте его цвет и его постепенное изменение.	
Fe <sup>2+</sup>	<b>K<sub>3</sub>[Fe(CN)<sub>6</sub>]</b> <i>Гексацианоферрат (III) калия</i>	$3\text{FeSO}_4 + \text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6] \rightarrow \text{Fe}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2 + \text{K}_2\text{SO}_4$ $2[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-} + 3\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2 \downarrow$ Налейте в пробирку 2–3 капли раствора сульфата железа (II) FeSO <sub>4</sub> , добавьте 4–5 капель дистиллированной воды и 2 капли раствора гексацианоферрата (III) калия K <sub>3</sub> [Fe(CN) <sub>6</sub> ]. Обратите внимание на цвет осадка.	
Fe <sup>3+</sup>	<b>NH<sub>4</sub>OH</b> <i>Гидроксид аммония</i>	$\text{FeCl}_3 + 3\text{NH}_4\text{OH} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \downarrow + 3\text{NH}_4\text{Cl}$ $\text{Fe}^{3+} + 3\text{OH}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \downarrow$ Возьмите 3–4 капли раствора хлорида железа (III) FeCl <sub>3</sub> , добавьте 2–3 капли раствора аммиака NH <sub>4</sub> OH. Половину осадка вместе с жидкостью перенесите в другую пробирку. В первую пробирку добавьте 3–4 капель раствора хлорида аммония NH <sub>4</sub> Cl, а во вторую 2–3 капель хлороводородной кислоты HCl.	
Fe <sup>3+</sup>	<b>K<sub>4</sub>[Fe(CN)<sub>6</sub>]</b> <i>Гексацианоферрат (II) калия</i>	$4\text{FeCl}_3 + 3\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] \rightarrow \text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3 + 12\text{KCl}$ $4\text{Fe}^{3+} + 3[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-} \rightarrow \text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3$ Возьмите в пробирку 2–3 капли раствора хлорида железа (III), добавьте 3–4 капли дистиллированной воды, 1–2 капли хлороводородной кислоты HCl и 2 капли раствора гексацианоферрата (II) калия K <sub>4</sub> [Fe(CN) <sub>6</sub> ]. Образуется синий осадок.	
Fe <sup>3+</sup>	<b>NH<sub>4</sub>SCN</b> <i>Роданид аммония</i>	$\text{FeCl}_3 + 3\text{NH}_4\text{SCN} \rightarrow \text{Fe}(\text{SCN})_3 + 3\text{NH}_4\text{Cl}$ $\text{Fe}^{3+} + 3\text{SCN}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{SCN})_3$ В пробирку налейте 2–3 капли раствора хлорида железа (III), прибавьте 4 капли воды и 2 капли раствора роданида аммония NH <sub>4</sub> SCN. Обратите внимание на окраску раствора.	
Mn <sup>2+</sup>	<b>NH<sub>4</sub>OH</b> <i>Гидроксид аммония</i>	$\text{MnSO}_4 + 2\text{NH}_4\text{OH} \rightarrow \text{Mn}(\text{OH})_2 \downarrow + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ $\text{Mn}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Mn}(\text{OH})_2 \downarrow$ Налейте в пробирку 2–3 капли раствора сульфата марганца MnSO <sub>4</sub> , добавьте 2–4 капли воды и 3 капли раствора аммиака NH <sub>4</sub> OH. Осадок разделите на 2 части и исследуйте его растворимость в соляной кислоте и растворе соли аммония.	
Mg <sup>2+</sup>	<b>NH<sub>4</sub>OH</b> <i>Гидроксид аммония</i>	$\text{MgCl}_2 + 2\text{NH}_4\text{OH} \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2 \downarrow + 2\text{NH}_4\text{Cl}$ $\text{Mg}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2 \downarrow$ В пробирку налейте раствор соли хлорида магния MgCl <sub>2</sub> , прибавьте несколько капель раствора аммиака NH <sub>4</sub> OH. Полученный осадок разделите на 2 части. К первой части прибавьте несколько капель насыщенного раствора хлорида аммония NH <sub>4</sub> Cl, ко второй – раствор соляной кислоты HCl.	
Mg <sup>2+</sup>	<b>Na<sub>2</sub>HPO<sub>4</sub></b> <i>Гидрофосфат натрия</i>	$\text{MgSO}_4 + \text{Na}_2\text{HPO}_4 + \text{NH}_4\text{OH} \rightarrow \text{MgNH}_4\text{PO}_4 \downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Mg}^{2+} + \text{HPO}_4^{2-} + \text{NH}_4\text{OH} \rightarrow \text{MgNH}_4\text{PO}_4 \downarrow + \text{H}_2\text{O}$ Возьмите 3–4 капли раствора соли магния MgCl <sub>2</sub> , и смешайте с 4–6 каплями 2 н. раствора соляной кислоты HCl и 3–5 капель раствора гидрофосфата натрия Na <sub>2</sub> HPO <sub>4</sub> . После этого прибавьте к раствору по одной капле 2 н. раствора аммиака NH <sub>4</sub> OH,	

		перемешивая раствор после каждой капли. Вначале аммиак нейтрализует прибавленную кислоту, причем образуется хлорид аммония $\text{NH}_4\text{Cl}$ , препятствующий образованию гидроксида магния $\text{Mg}(\text{OH})_2$ . После окончания реакции выпадает характерный кристаллический осадок фосфата магния-аммония $\text{MgNH}_4\text{PO}_4$ .	
$\text{Mg}^{2+}$	<b>Магнезон I</b> (пара- нитро- бензол-азо- резорцин) или <b>магнезон II</b> (пара- нитробензолазо- $\alpha$ -нафтол)	На фарфоровую чашку поместите 1–2 капли анализируемого раствора $\text{MgCl}_2$ и добавьте 1–2 капли щелочного раствора реактива Магнезон I. Появляется синяя окраска или синий осадок. Если раствор имеет сильноокислую реакцию, то появляется желтая окраска.	
<b>Частные реакции катионов шестой аналитической группы: <math>\text{Cu}^{2+}</math> <math>\text{Co}^{2+}</math> <math>\text{Ni}^{2+}</math></b> <b>Групповым реагентом является гидроксид аммония в избытке</b>			
$\text{Cu}^{2+}$	<b>NaOH</b> <i>Гидроксид натрия</i>	$\text{CuSO}_4 + 2\text{KOH} \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow + \text{K}_2\text{SO}_4$ $\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow$ $\text{Cu}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t} \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$ <p>К 4–5 каплям раствора сульфата меди <math>\text{CuSO}_4</math> прибавьте 2–4 капли 2М раствора гидроксида натрия NaOH. Осадок разделите на 4 части. Одну часть прокипятите до появления осадка черного цвета.</p> <p>Ко второй добавьте 2–3 капли 2М раствора соляной кислоты HCl, к третьей – 2–3 капли 2М раствора гидроксида натрия NaOH, к четвертой – 3–4 капли 6М раствора гидроксида натрия NaOH. Напишите выводы.</p>	
$\text{Co}^{2+}$	<b>NaOH</b> <i>Гидроксид натрия</i>	$\text{CoCl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{CoOHCl} \downarrow + \text{KCl}$ $\text{Co}^{2+} + \text{OH}^- + \text{Cl}^- \rightarrow \text{CoOHCl} \downarrow$ $2\text{CoCl}_2 + 4\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Co}(\text{OH})_3 \downarrow + 4\text{NaCl},$ $2\text{Co}^{2+} + 4\text{OH}^- + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Co}(\text{OH})_3 \downarrow$ <p>К 2–3 каплям раствора хлорида кобальта <math>\text{CoCl}_2</math> прибавьте 1–2 капли 2М раствора гидроксида натрия NaOH. Осадок разделите на две части и исследуйте его растворимость в кислотах и щелочах при нагревании.</p> <p>В пробирку поместите 2–3 капли раствора хлорида кобальта <math>\text{CoCl}_2</math>, добавьте 1–2 капли 2М раствора гидроксида натрия и 1–2 капли 3 % раствора пероксида водорода <math>\text{H}_2\text{O}_2</math>. Полученный осадок исследуйте на растворимость в сильных кислотах.</p>	
$\text{Co}^{2+}$	<b><math>\text{NH}_4\text{SCN}</math></b> <i>Роданид аммония</i>	$\text{CoCl}_2 + 4\text{NH}_4\text{SCN} \rightarrow (\text{NH}_4)_2[\text{Co}(\text{SCN})_4] + 2\text{NH}_4\text{Cl}$ $\text{Co}^{2+} + 4\text{SCN}^- \rightarrow [\text{Co}(\text{SCN})_4]^{2-}$ <p>В пробирку налейте 2-3 капли раствора соли кобальта <math>\text{CoCl}_2</math> добавьте 8-10 капель насыщенного раствора роданида аммония <math>\text{NH}_4\text{SCN}</math>, 5-6 капель смесь эфира с изоамиловым спиртом и взболтайте</p>	
$\text{Ni}^{2+}$	<b>NaOH</b> <i>Гидроксид натрия</i>	$\text{NiCl}_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Ni}(\text{OH})_2 \downarrow + 2\text{NaCl}$ $\text{Ni}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Ni}(\text{OH})_2 \downarrow$ <p>В пробирку поместите 2–3 капли раствора соли никеля <math>\text{NiCl}_2</math>, прибавьте 1–2 капли 2М раствора гидроксида натрия NaOH.</p>	
$\text{Ni}^{2+}$	<b>Диметил глиоксим</b>	$\text{NiSO}_4 + 2 \text{NH}_4\text{OH} + 2\text{C}_4\text{H}_8\text{N}_2\text{O}_2 \rightarrow$ $\rightarrow \text{Ni}(\text{C}_4\text{H}_7\text{N}_2\text{O}_2)_2 \downarrow + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$	

	(реактив Чугаева)	В пробирку внесите 4 капли раствора соли никеля NiCl <sub>2</sub> и 5–6 капель концентрированного раствора аммиака NH <sub>4</sub> OH. Если осадок не растворился, отфильтруйте. Одну каплю фильтрата поместите на фарфоровую чашку, и добавьте каплю диметилглиоксима. Раствор окрашивается в интенсивный розовый цвет, а затем образуется красный осадок.	
--	-------------------	--	--

Запомните основные качественные реакции катионов четвертой, пятой, шестой группы, приведенные в таблице 26.

Таблица 26

Основные реакции катионов четвертой – шестой группы

Реакции катионов IV аналитической группы			
Реактивы	Al <sup>3+</sup>	Cr <sup>3+</sup>	Zn <sup>2+</sup>
NaOH, KOH без избытка	Al(OH) <sub>3</sub> ↓ белый (студенистый)	Cr(OH) <sub>3</sub> ↓ серо-зеленый или серо фиолетовый	Zn(OH) <sub>2</sub> ↓ белый
NaOH, KOH в избытке	AlO <sub>2</sub> <sup>-</sup> бесцветный раствор	CrO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> зеленый раствор	ZnO <sub>2</sub> <sup>2-</sup> бесцветный раствор
NH <sub>4</sub> OH в избытке	Al(OH) <sub>3</sub> ↓ белый (студенистый)	Cr(OH) <sub>3</sub> ↓ серо-зеленый	[Zn(NH <sub>3</sub> ) <sub>4</sub> ] <sup>2+</sup> бесцветный раствор
Ализарин	«Алюминевый лак» красного цвета	--	--
Дитизон с CHCl <sub>3</sub> в сильнощелочной среде	–	–	малиновая окраска водного и хлороформного слоев
(NH <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> [Hg(NCS) <sub>4</sub> ]	–	–	Zn[Hg(NCS) <sub>4</sub> ] ↓ белый осадок, в присутствии Co <sup>2+</sup> - голубой осадок

Реакции катионов V аналитической группы					
Реактивы	Fe <sup>2+</sup>	Fe <sup>3+</sup>	Bi <sup>3+</sup>	Mn <sup>2+</sup>	Mg <sup>2+</sup>
NaOH, KOH, NH <sub>4</sub> OH	Fe(OH) <sub>2</sub> ↓ грязно- зеленый, постепенно буреющий	Fe(OH) <sub>3</sub> ↓ красно-бурый	Bi(OH) <sub>3</sub> ↓ белый	Mn(OH) <sub>2</sub> ↓ белый, постепенно буреющий	Mg(OH) <sub>2</sub> ↓ белый
NH <sub>4</sub> OH+ NH <sub>4</sub> Cl	Fe <sup>2+*</sup>	То же	То же	Mn <sup>2+*</sup>	Mg <sup>2+</sup>
K <sub>3</sub> [Fe(CN) <sub>6</sub> ]	Fe <sub>3</sub> [Fe(CN) <sub>6</sub> ] <sub>2</sub> ↓ синий	бурый осадок	-	бурый осадок	-
K <sub>4</sub> [Fe(CN) <sub>6</sub> ]	Fe <sub>2</sub> [Fe(CN) <sub>6</sub> ] <sub>2</sub> ↓ белый	Fe <sub>4</sub> [Fe(CN) <sub>6</sub> ] <sub>3</sub> ↓ синий	-	белый осадок	-
KSCN	-	Fe(SCN) <sub>3</sub> крово-красный раствор	[Bi(SCN) <sub>6</sub> ] <sup>3-</sup> желтый раствор		
Реакции катионов VI аналитической группы					
Реактивы	Cu <sup>2+</sup>	Co <sup>2+</sup>	Ni <sup>2+</sup>	Cd <sup>2+</sup>	
NH <sub>4</sub> OH без избытка	(CuOH) <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> ↓ голубовато-зеленый	CoOHCl ↓ синий	(NiOH) <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> ↓ светло-зеленый	Cd(OH) <sub>2</sub> ↓ белый	
NH <sub>4</sub> OH избыток	[Cu(NH <sub>3</sub> ) <sub>4</sub> ] <sup>2+</sup> ярко-синий раствор	[Co(NH <sub>3</sub> ) <sub>6</sub> ] <sup>2+</sup> буро-желтый раствор	[Ni(NH <sub>3</sub> ) <sub>6</sub> ] <sup>2+</sup> синий	[Cd(NH <sub>3</sub> ) <sub>4</sub> ] <sup>2+</sup> бесцветный раствор	
NaOH, KOH	Cu(OH) <sub>2</sub> ↓ голубой	Co(OH) <sub>2</sub> ↓ розовый	Ni(OH) <sub>2</sub> ↓ светло-зеленый	Cd(OH) <sub>2</sub> ↓ белый	

$K_4[Fe(CN)_6]$	$Cu_2[Fe(CN)_6] \downarrow$ красно-бурый	зеленый осадок переменного состава	бледно-зеленый осадок переменного состава	$Cd_2[Fe(CN)_6] \downarrow$ белый
<b>Реактив Чугаева</b>	Растворимое соединение бурого цвета	–	$Ni(C_4H_7N_2O_2)_2 \downarrow$ красный	–

*Рекомендуемая литература:* № 1, 2, 4, 5 (стр. 128).

### 3.5. Лабораторная работа 9. Частные реакции анионов I – III группы

*Цель работы* – научиться проводить характерные аналитические реакции анионов I – III группы, освоить основные качественные реакции катионов, характеризовать структуру осадков, закрепить знания по выполнению техники химического эксперимента и технику безопасности.

<b>Реактивы:</b> гранулы Cu, растворы $H_2SO_4$ , $HNO_3$ , $HCl$ , $CH_3COOH$ , $NaOH$ , $BaCl_2$ , $Na_2SO_4$ , $CaCl_2$ , $Na_2SO_3$ , $Na_2CO_3$ , $AgNO_3$ , $KMnO_4$ , $Na_2HPO_4$ , $Ca(OH)_2$ , $NaCl$ , $Na_2S$ , $(CH_3COO)_2Pb$ , $(NH_4)_2MoO_4$ , $Na_3PO_4$ , $Na_2SiO_3$ , $KBr$ , $NaNO_3$ , дифениламин $(C_6H_5)_2NH$ , сульфаниловая кислота $H_2N-C_6H_4-SO_3H$ , $NH_4Cl$ , $\alpha$ -нафтиламин $C_{10}H_7-NH_2$ , $FeCl_3$ , $KI$ , $NaNO_2$ , амиловый спирт $C_5H_{11}OH$	<b>Оборудование:</b> пробирки, штатив для пробирок, пробиркодержатель, спички, спиртовка, пробка с газоотводной трубкой, микроскоп, фильтровальная бумага, предметное стекло, стеклянная палочка, водяная баня, фарфоровая чашка, стакан
---	---

#### *Задания для самостоятельной работы:*

- Оформите лабораторную работу в лабораторную тетрадь (табл. 27).
- Ознакомьтесь с ходом выполнения опытов, реагентами и уравнениями реакций.
- Выполните лабораторную работу согласно прописям.
- Наблюдения и выводы, полученные в ходе выполнения частных реакций, заполните в тетради – последний столбик таблицы.

Таблица 27

Анион	Реагент	Ход работы. Уравнения реакций	Наблюдения
<b>Частные реакции анионов I группы <math>SO_4^{2-}</math>, <math>SO_3^{2-}</math>, <math>CO_3^{2-}</math>, <math>PO_4^{3-}</math>, <math>SiO_3^{2-}</math></b>			
$SO_4^{2-}$	$BaCl_2$ <i>Хлорид бария</i>	$BaCl_2 + H_2SO_4 \rightarrow BaSO_4 \downarrow + 2HCl$ $Ba^{2+} + SO_4^{2-} \rightarrow BaSO_4$ В пробирку налейте 2–3 капли раствора серной кислоты или сульфата натрия $Na_2SO_4$ и прибавьте 2–3 капли раствора $BaCl_2$ .	
$SO_4^{2-}$	$CaCl_2$ <i>Хлорид кальция</i>	$CaCl_2 + Na_2SO_4 + 2H_2O \rightarrow CaSO_4 \cdot 2H_2O + 2NaCl$ На предметное стекло нанесите по 1 капле растворов сульфата натрия $Na_2SO_4$ и хлорида кальция $CaCl_2$ и слегка подсушите. Образовавшиеся кристаллы рассмотрите под микроскопом, зарисуйте в тетрадь.	
$SO_3^{2-}$	$BaCl_2$ <i>Хлорид бария</i>	$BaCl_2 + Na_2SO_3 \rightarrow BaSO_3 \downarrow + 2NaCl$ $Ba^{2+} + SO_3^{2-} \rightarrow BaSO_3 \downarrow$ В пробирку налейте 2–3 капли раствора сульфита натрия $Na_2SO_3$ и прибавьте 2 капли раствора хлорида бария $BaCl_2$ . Обратите внимание на характер осадка.	
$CO_3^{2-}$	$BaCl_2$ <i>Хлорид бария</i>	$BaCl_2 + Na_2CO_3 \rightarrow 2NaCl + BaCO_3 \downarrow$ $Ba^{2+} + CO_3^{2-} \rightarrow BaCO_3 \downarrow$ В пробирку налейте 2–3 капли раствора карбоната натрия $Na_2CO_3$ и прибавьте 2 капли раствора хлорида бария $BaCl_2$ . Обратите внимание на характер осадка.	
$CO_3^{2-}$	$HCl$ <i>Соляная кислота</i>	$Na_2CO_3 + 2HCl \rightarrow 2NaCl + H_2CO_3$ $H_2CO_3 \rightarrow H_2O + CO_2 \uparrow$ В пробирку поместите 3–4 капель раствора карбоната натрия и прилейте такой же объем соляной кислоты.	

$\text{PO}_4^{3-}$	$\text{BaCl}_2$ <i>Хлорид бария</i>	$\text{BaCl}_2 + \text{Na}_2\text{HPO}_4 \rightarrow \text{BaHPO}_4 \downarrow + 2\text{NaCl}$ $\text{Ba}^{2+} + \text{HPO}_4^{2-} \rightarrow \text{BaHPO}_4 \downarrow$ <p>В пробирку налейте 2–3 капли раствора гидрофосфата натрия <math>\text{Na}_2\text{HPO}_4</math> и прибавьте 2 капли раствора хлорида бария <math>\text{BaCl}_2</math>.</p>	
$\text{PO}_4^{3-}$	$\text{AgNO}_3$ <i>Нитрат серебра</i>	$3\text{AgNO}_3 + \text{Na}_2\text{HPO}_4 \rightarrow \text{Ag}_3\text{PO}_4 \downarrow + \text{HNO}_3 + 2\text{NaNO}_3$ $3\text{Ag}^+ + \text{PO}_4^{3-} \rightarrow \text{Ag}_3\text{PO}_4 \downarrow$ <p>В пробирку налейте 2–3 капли раствора гидрофосфата натрия <math>\text{Na}_2\text{HPO}_4</math> и прибавьте 2 капли раствора нитрата серебра <math>\text{AgNO}_3</math>.</p>	
$\text{PO}_4^{3-}$	$(\text{NH}_4)_2\text{MoO}_4$ <i>(раствор молибдата аммония в азотной кислоте) Молибденовая жидкость</i>	$(\text{NH}_4)_2\text{MoO}_4 + \text{Na}_3\text{PO}_4 + \text{HNO}_3 \rightarrow$ $\text{Ag}_3\text{O}_4(\text{NH}_4)_3[\text{PMo}_3\text{O}_{10}]_4 \downarrow + 12\text{H}_2\text{O}$ $\text{PO}_4^{3-} + 3\text{NH}_4^+ + 12\text{MoO}_4^{2-} + 24\text{H}^+ \rightarrow$ $(\text{NH}_4)_3[\text{P}(\text{Mo}_3\text{O}_{10})_4] \downarrow + 12\text{H}_2\text{O}$ <p>Поместите в пробирку 8 капель раствора молибдата аммония <math>(\text{NH}_4)_2\text{MoO}_4</math> и 8 капель концентрированной азотной кислоты. К смеси прибавьте 2–3 капли раствора фосфата натрия <math>\text{Na}_3\text{PO}_4</math>, перемешайте стеклянной палочкой и слегка нагрейте до 40–50°C на водяной бане. Обратите внимание на характер и цвет осадка.</p>	
$\text{SiO}_3^{2-}$	$\text{BaCl}_2$ <i>Хлорид бария</i>	$\text{BaCl}_2 + \text{Na}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \text{BaSiO}_3 \downarrow + 2\text{NaCl}$ $\text{Ba}^{2+} + \text{SiO}_3^{2-} \rightarrow \text{BaSiO}_3 \downarrow$ <p>В пробирку налейте 2–3 капли раствора силиката натрия <math>\text{Na}_2\text{SiO}_3</math> и прибавьте 2 капли раствора хлорида бария <math>\text{BaCl}_2</math>.</p>	
$\text{SiO}_3^{2-}$	$\text{HCl}$ <i>Соляная кислота</i>	$2\text{HCl} + \text{Na}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SiO}_3 \downarrow + 2\text{NaCl}$ <p>(белый студенистый)</p> $2\text{H}^+ + \text{SiO}_3^{2-} \rightarrow \text{H}_2\text{SiO}_3 \downarrow$ <p>В пробирку налейте 2–3 капли раствора силиката натрия <math>\text{Na}_2\text{SiO}_3</math> и прибавьте 2 капли раствора соляной кислоты. Если осадок на холоде не образуется, то раствор необходимо нагреть.</p>	
<b>Частные реакции анионов второй группы <math>\text{Cl}^-</math>, <math>\text{Br}^-</math>, <math>\text{I}^-</math></b>			
$\text{Cl}^-$	$\text{AgNO}_3$ <i>Нитрат серебра</i>	$\text{NaCl} + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{AgCl} \downarrow + \text{NaNO}_3$ $\text{Cl}^- + \text{Ag}^+ \rightarrow \text{AgCl} \downarrow$ <p>В коническую пробирку к 2–3 каплям раствора хлорида натрия прибавьте 1–2 капли раствора нитрата серебра.</p>	
$\text{Br}^-$	$\text{AgNO}_3$ <i>Нитрат серебра</i>	$\text{KBr} + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{AgBr} \downarrow + \text{KNO}_3$ $\text{Br}^- + \text{Ag}^+ \rightarrow \text{AgBr} \downarrow$ <p>В пробирку к 2–3 каплям раствора бромида калия <math>\text{KBr}</math> прибавьте 1–2 капли раствора нитрата серебра <math>\text{AgNO}_3</math>.</p>	
$\text{I}^-$	$\text{AgNO}_3$ <i>Нитрат серебра</i>	$\text{KI} + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{AgI} \downarrow + \text{KNO}_3$ $\text{I}^- + \text{Ag}^+ \rightarrow \text{AgI} \downarrow$ <p>В коническую пробирку к 2–3 каплям раствора йодида калия прибавьте 1–2 капли раствора нитрата серебра.</p>	
<b>Частные реакции анионов третьей группы: <math>\text{NO}_3^-</math>, <math>\text{NO}_2^-</math>, <math>\text{CH}_3\text{COO}^-</math></b>			
$\text{NO}_3^-$	$(\text{C}_6\text{H}_5)_2\text{NH}$ <i>Дифениламин</i>	<p>На фарфоровую чашку поместите 4–5 капли раствора дифениламина <math>(\text{C}_6\text{H}_5)_2\text{NH}</math> в концентрированной серной кислоте (<b>Тяга!</b>). Внесите туда же стеклянной палочкой каплю раствора нитрит натрия <math>\text{NaNO}_2</math> и перемешайте.</p>	

		В присутствии аниона $\text{NO}_3^-$ появляется интенсивно-синяя окраска раствора вследствие окисления дифениламина. Аналогичное окрашивание дает и анион $\text{NO}_2^-$ .	
$\text{NO}_3^-$	<b>Cu</b> <i>Медь</i>	$8 \text{NaNO}_3 + 3 \text{Cu} + 4 \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{NO}\uparrow + 4 \text{Na}_2\text{SO}_4 + 4\text{H}_2\text{O}$ $8 \text{NO}_3^- + 3\text{Cu} + 8\text{H}^+ \rightarrow 3\text{Cu}^{2+} + 2 \text{NO}\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$ $2\text{NO} + \text{O}_2 (\text{воздух}) \rightarrow 2\text{NO}_2 \uparrow$ <p>К 2–3 каплям раствора нитрата натрия прилейте несколько капель концентрированной серной кислоты, положите кусочек металлической меди и нагрейте. Выделяется оксид азота (IV) (лучше проводить опыт на фоне белого экрана).</p>	
$\text{NO}_2^-$	<b><math>\text{H}_2\text{N}-\text{C}_6\text{H}_4-\text{SO}_3\text{H}</math></b> <i>Сульфаниловая кислота и <math>\text{C}_{10}\text{H}_7-\text{NH}_2</math> <math>\alpha</math>-нафтиламин</i>	На фарфоровую чашку с каплей исследуемого раствора прибавьте по одной капле раствора сульфаниловой кислоты и нафтиламина. В присутствии аниона $\text{NO}_2^-$ появляется характерная красная окраска.	
$\text{NO}_2^-$	<b><math>\text{NH}_4\text{Cl}</math></b> <i>Хлорид аммония</i>	К 4–5 каплям исследуемого раствора прибавьте 5–6 капель хлорида аммония и осторожно нагрейте. При этом образовавшийся нитрит аммония полностью разрушается с выделением свободного азота.	
$\text{CH}_3\text{COO}^-$	<b><math>\text{H}_2\text{SO}_4</math></b> <i>Серная кислота</i>	$2\text{CH}_3\text{COONa} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{CH}_3\text{COOH} + \text{Na}_2\text{SO}_4$ <p>В пробирку поместите 5–6 капель раствора ацетата натрия <math>\text{CH}_3\text{COONa}</math> и добавьте 2 капли концентрированной серной кислоты <math>\text{H}_2\text{SO}_4</math> (<b>Тяга!</b>). Осторожно нагрейте. Обнаружьте уксусную кислоту по запаху.</p>	
$\text{CH}_3\text{COO}^-$	<b><math>\text{C}_5\text{H}_{11}\text{OH}</math></b> <i>Амиловый спирт</i>	$2\text{CH}_3\text{COONa} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{SO}_4$ $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{C}_5\text{H}_{11}\text{OH} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOC}_5\text{H}_{11} + \text{H}_2\text{O}$ <p>К нескольким каплям раствора ацетата натрия <math>\text{CH}_3\text{COONa}</math> прибавьте 3–4 капли концентрированной серной кислоты <math>\text{H}_2\text{SO}_4</math> и столько же амилового спирта <math>\text{C}_5\text{H}_{11}\text{OH}</math> (<b>Тяга!</b>), смесь нагрейте на водяной бане, после чего содержимое пробирки вылейте в стакан с холодной водой. Образуется амилацетат характерного запаха.</p>	
$\text{CH}_3\text{COO}^-$	<b><math>\text{FeCl}_3</math></b> <i>Хлорид железа</i>	$\text{Fe}(\text{CH}_3\text{COO})_3 + 2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Fe}(\text{OH})_2\text{CH}_3\text{COO}\downarrow + 2\text{CH}_3\text{COOH}$ <p>К 6 каплям раствора ацетата натрия <math>\text{CH}_3\text{COONa}</math> прибавьте столько же хлорида железа <math>\text{FeCl}_3</math>. При этом образуется красно-бурый осадок ацетата железа. При разбавлении раствора водой в 2–3 раза и нагревании выпадает осадок основной соли ацетата железа (III) <math>\text{Fe}(\text{OH})_2\text{CH}_3\text{COO}</math>.</p>	

**Рекомендуемая литература:** № 1, 2, 4, 5 (стр. 128).

## ГЛАВА 4. КОЛИЧЕСТВЕННЫЙ АНАЛИЗ

Исследуя неизвестный объект, прежде всего устанавливают, из каких компонентов он состоит, а затем находят их количественные соотношения. Поэтому качественный анализ вещества предшествует количественному. Если объект исследования не является новым, то есть его качественный состав уже известен, то сразу приступают к количественному анализу.

*Задачей количественного анализа является определение количественного содержания отдельных элементов в соединениях.*

Основными объектами количественного исследования в сельском хозяйстве являются почва, растения, удобрения, корма, сельскохозяйственные яды. Почвы анализируют для того, чтобы определить обеспеченность растений питательными веществами. Количественный анализ минеральных удобрений необходим для проверки содержания в них полезных для сельскохозяйственных культур компонентов. Состав кормов нужно знать, чтобы правильно составить рационы животных. Анализируют также продукцию животноводства и растениеводства:

Классическими химическими методами количественного анализа являются *гравиметрия и титриметрия*.

Сущность *гравиметрического анализа* заключается в переводе исследуемого материала в раствор, осаждении нужного компонента в виде малорастворимого соединения определенного состава, отделении осадка, освобождении его от примесей и взвешивании (рис. 54).



Рис. 54. Основные этапы проведения гравиметрического анализа

Зная массу осадка, вычисляют процентное содержание данного компонента в веществе. Например, при определении содержания хлора анион хлора  $\text{Cl}^-$  осаждают из раствора катионом серебра  $\text{Ag}^+$  и по массе полученного осадка хлорида серебра делают необходимые вычисления.

### 4.1. Титриметрический анализ

*Титриметрический анализ* – метод количественного анализа, основанный на измерении объёма раствора с точно известной концентрацией реактива, требующегося для реакции с данным количеством определяемого вещества.

Титриметрический анализ основан на измерении объемов реагирующих растворов, причем концентрация раствора реактива должна быть точно известна (рис. 55).

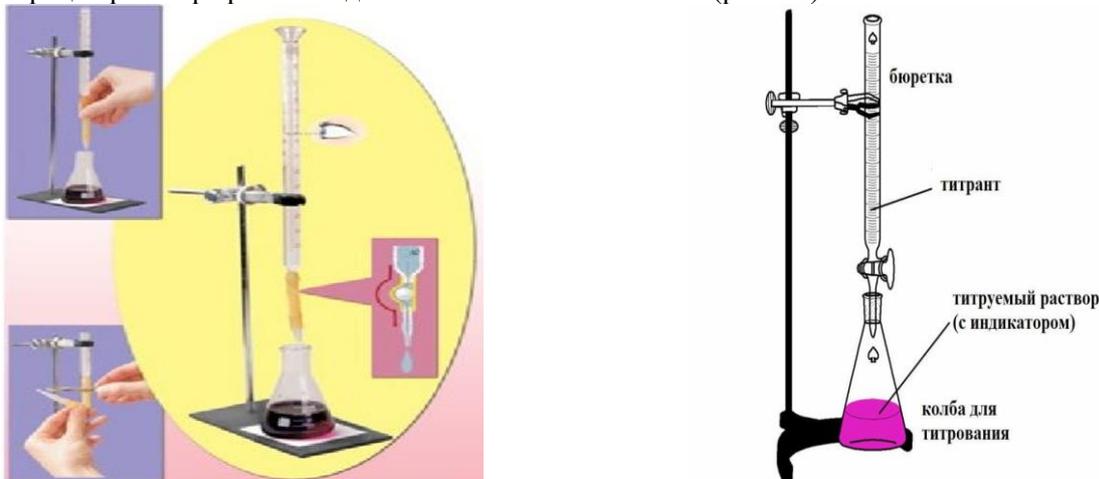


Рис. 55. Сущность титриметрического анализа

**Титрование** – постепенное смешивание веществ до полного окончания реакции до достижения точки эквивалентности

**Титрант** – рабочий раствор с точно известной концентрацией, который заливают в бюретку

**Титруемый раствор** – раствор, к которому приливается титрант.

Объем титруемого раствора, который подвергается титрованию, называется **аликвотной частью или аликвотным объемом**.

Реактив приливают к исследуемому раствору только до того момента, когда прореагируют эквивалентные количества веществ. В основе титрования лежит закон эквивалентов.

**Закон эквивалентов:** эквивалентные количества всех веществ, участвующих в реакции, одинаковы, т.е. вещества реагируют в объемах, обратно пропорциональных молярным концентрациям их эквивалентов:

$$C_{H1} \cdot V_1 = C_{H2} \cdot V_2$$

Определяют этот момент с помощью индикаторов или другими способами. Зная концентрацию и объем реактива, израсходованного на реакцию, вычисляют результат определения. Так, по количеству израсходованной щелочи находят содержание кислоты в анализируемом материале.

#### 4.2. Расчеты в количественном анализе

В титриметрическом анализе содержание какого-либо вещества определяют, измеряя объемы растворов двух взаимодействующих веществ. Зная концентрацию одного из них, можно найти концентрацию. Раствор, с помощью которого определяют концентрацию другого раствора или количество вещества, называется титрованным, т.е. раствором с известным титром.

**Титр раствора** – количество граммов растворенного вещества, содержащееся в 1 мл раствора.

Раствор, содержащий один моль эквивалентов в литре, называется **нормальным**.

Эти две величины связаны между собой:

$$C_H = \frac{T \cdot 1000}{M(\text{э})},$$

где T – титр раствора, г/мл;

$M_{(\text{э})}$  – молярная масса эквивалента г/моль

**Решение типовых задач:**

**Пример 1.** В 250 мл воды растворили 0,3180 г хлорида натрия. Рассчитать титр и нормальную концентрацию полученного раствора.

**Решение:**

1) Рассчитываем титр раствора:

$$T = \frac{m}{V} = \frac{0,3180}{250,0} \text{ г/мл} = 0,001272 \text{ г/мл}$$

2) Определяем нормальную концентрацию раствора:

$$C_H = \frac{T \cdot 1000}{M(\text{э})} = \frac{0,001272 \cdot 1000}{58,45} \text{ моль/л} = 0,002176 \text{ моль/л}$$

**Пример 2.** Найти титр 0,1000 н. раствора HCl.

**Решение:** первый способ решения:

$$T = \frac{M(\text{э}) \cdot C_H}{1000} = \frac{36,5 \cdot 0,1}{1000} \text{ г/мл} = 0,00365 \text{ г/мл}$$

Эту же задачу можно решить вторым способом:

1) Рассчитываем содержание хлороводорода в 1 л, зная молярную массу эквивалента HCl: 36,5 г/моль · 0,1 моль = 3,65 г

2) Находим титр раствора:

$$T = \frac{m}{V} = \frac{3,65}{1000} \text{ г/мл} = 0,00365 \text{ г/мл}$$

**Задачи для самостоятельной работы:**

1. В какой массе воды следует растворить 30 г бромиды калия для получения раствора, в котором массовая доля бромиды калия равна 6 %?
2. 0,6 л раствора гидроксида калия содержит 16,8 г КОН. Чему равна массовая доля, молярная и нормальная концентрация раствора?

3. Навеску щавелевой кислоты  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  в 0,8615 г растворили в мерной колбе на 250 мл. Какова нормальная концентрация раствора?
4. Какова нормальная концентрация раствора буры  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ , если навеску ее в 2,6113 г растворили в 200 мл дистиллированной воды?
5. Найти титр раствора хлорида натрия, если навеску 3,2816 г растворили в мерной колбе на 1000 мл и раствор довели до метки.
6. Вычислить нормальную концентрацию раствора  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , титр которого равен 0,02446 г/мл.
7. Вычислить нормальную концентрацию раствора  $\text{NaOH}$ , титр которого равен 0,004020 г/мл.
8. Нормальная концентрация раствора  $\text{HCl}$  равна 0,1020 моль/л рассчитать  $T_{\text{HCl}}$ .
9. Найти нормальную и молярную концентрацию раствора  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , если его  $T=0,004852$  г/мл.
10. Какая масса соляной кислоты содержится в 0,250 л раствора с массовой долей 10,52 % ( $\rho=1,050$  г/мл)?
11. Сколько миллилитров 10,0%-ного раствора  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  ( $\rho=1,105$  г/мл) требуется для приготовления 1 л с  $T = 0,0100$  г/мл.
12. Сколько миллилитров 50%-ного раствора  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ( $\rho=1,4$  г/мл) надо растворить в воде, чтобы получить 10 л 0,25 н. раствора кислоты?
13. К 550,0 мл 0,1925 м раствора  $\text{HCl}$  прибавили 50,0 мл раствора  $\text{HCl}$  с титром 0,02370 г/мл. Вычислить нормальную концентрацию и титр полученного раствора.
14. Сколько миллилитров 96%-ного раствора серной кислоты ( $\rho=1,835$  г/мл) требуется для приготовления 5,0 л 0,2 н. раствора?
15. Сколько миллилитров дымящей соляной кислоты ( $\rho=1,19$  г/мл), содержащей 38,32%  $\text{HCl}$ , следует разбавить до 1500 мл, чтобы получить 0,2000 М раствор?
16. Сколько миллилитров 30%-ного раствора соляной кислоты ( $\rho=1,15$  г/мл) необходимо взять для приготовления 5 л 0,1 М раствора?
17. Вычислить нормальную концентрацию раствора  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , титр которого равен 0,01223 г/мл.
18. Сколько граммов  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  нужно отвесить для приготовления 500,0 мл раствора, необходимого для установления титра  $\approx 0,05$  н. раствора  $\text{HCl}$ ?
19. Сколько граммов безводной соды  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  следует взять для приготовления 200,0 мл раствора, необходимого для установления титра  $\approx 0,1$  н. раствора  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ?
20. Рассчитайте титр 0,04 н. раствора хлорида натрия.

### 4.3. Кислотно-основное титрование

*Метод кислотно-основного титрования (метод нейтрализации) основан на взаимодействии кислот и оснований друг с другом, протекающей между ионами  $\text{H}^+$  и  $\text{OH}^-$  с образованием воды:*



Этот метод применяется для количественного определения кислот, щелочей и солей, гидролизующихся в растворе с образованием ионов  $\text{H}^+$  или  $\text{OH}^-$  (рис. 56):

#### Кислотно-основное титрование (в водной, смешанной и неводной средах)

- Протолитические реакции:

- Титранты:

- А. Кислота ( $\text{HCl}$ ).

- В. Щелочь ( $\text{NaOH}$ ).

- Стандартизация титрантов:

- Индикаторы - на основе азокрасителей, сульфопфталеинов или потенциометрическое установление ТЭ

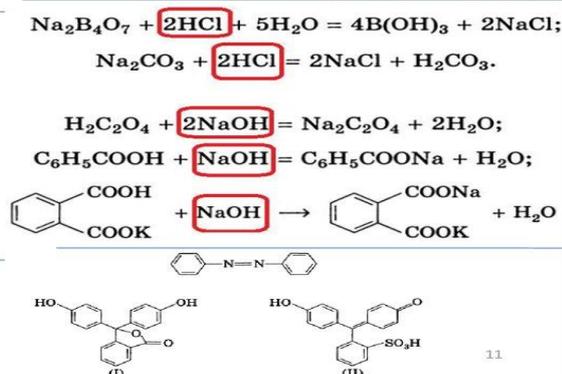
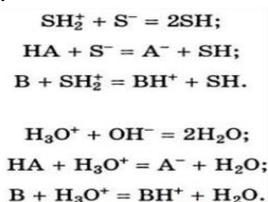


Рис. 56. Сущность кислотно-основного титрования

Его обычно подразделяют на *ацидиметрию* — *определение кислот* и *алкалиметрию* — *определение оснований*.

В качестве титрантов (рабочих растворов) используют растворы кислот (HCl, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>) и оснований (NaOH, KOH) (рис. 57):

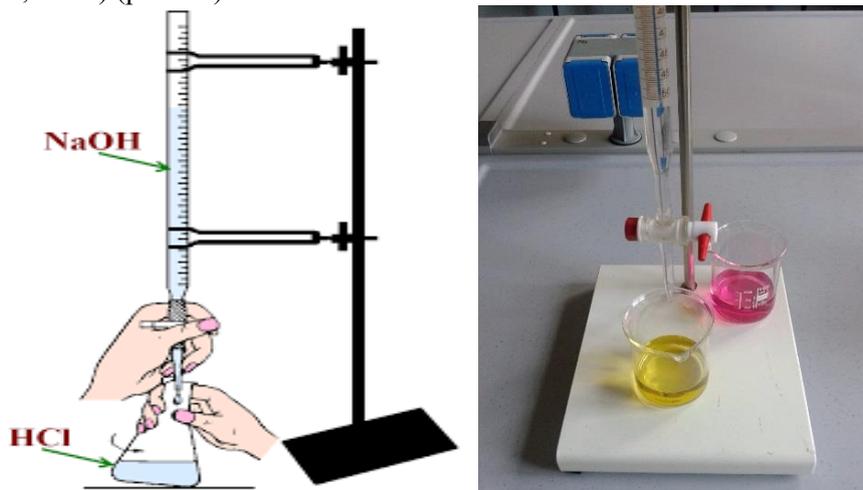


Рис. 57. Титранты в кислотно-основном титровании

В качестве исходных веществ для установления титра раствора кислот служит борат натрия Na<sub>2</sub>B<sub>4</sub>O<sub>7</sub>·10H<sub>2</sub>O или безводная сода Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, а для установления титра раствора щелочей — щавелевая кислота H<sub>2</sub>C<sub>2</sub>O<sub>4</sub>·2H<sub>2</sub>O или бензойная кислота C<sub>6</sub>H<sub>5</sub>COOH (рис. 58):



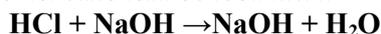
Рис. 58. Первичные стандартные вещества

Характерной особенностью ацидо- и алкалиметрии является непрерывное изменение pH раствора в процессе титрования.

В точке эквивалентности среда может быть нейтральной, слабокислой или слабощелочной в зависимости от природы взаимодействующих между собой веществ.

Можно выделить в связи с этим три основных случая:

1. *Титрование сильной кислоты сильным основанием:*



Продуктом данной реакции является соль, не подвергающаяся гидролизу. Значит, *точка эквивалентности в этом случае будет находиться в нейтральной среде при pH = 7.*

2. *Титрование слабой кислоты сильным основанием:*

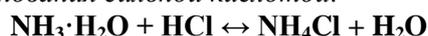


Образовавшаяся при этом соль в водном растворе будет подвергаться гидролизу по аниону:

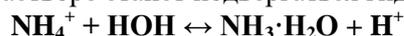


Вследствие этого даже после полного расходования исходных веществ *реакция среды в точке эквивалентности будет слабощелочной (pH > 7).*

### 3. Титрование слабого основания сильной кислотой:



Получившаяся соль в водном растворе станет подвергаться гидролизу по катиону:



Реакция среды в точке эквивалентности будет слабокислой ( $\text{pH} < 7$ ).

Большинство растворов кислот и щелочей являются бесцветными, как и растворы, образующиеся при их взаимодействии солей, поэтому для визуального фиксирования **точки эквивалентности** широко используют **кислотно-основные индикаторы** (indicator – указатель).

**Точка эквивалентности в титриметрическом анализе** – момент титрования, когда число эквивалентов добавляемого титранта, эквивалентно или равно числу эквивалентов определяемого вещества в исследуемом растворе.

**Кислотно-основные индикаторы (pH-индикаторы)** — органические соединения, способные изменять цвет в растворе при изменении кислотности (pH) (рис. 59):

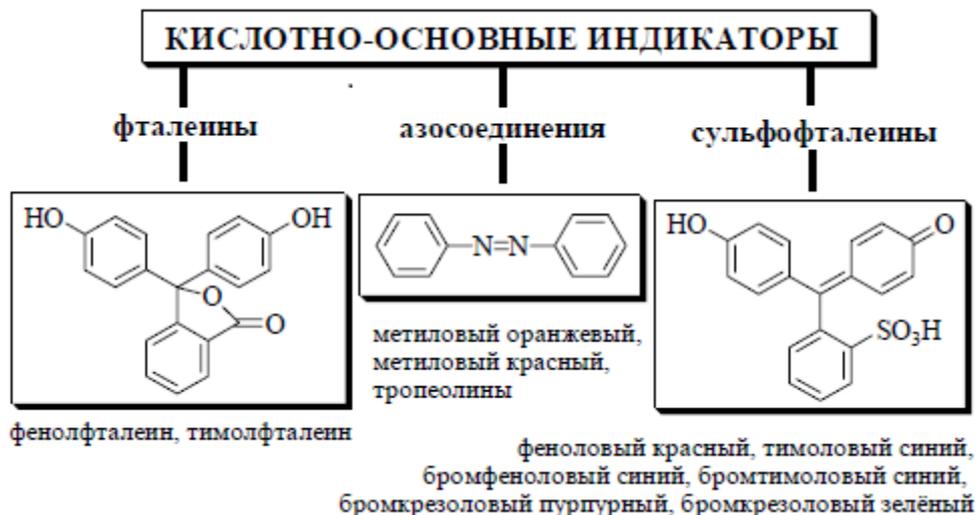


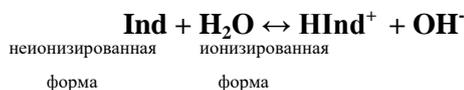
Рис. 59. Кислотно-основные индикаторы

В их роли выступают сложные органические вещества, способные изменять свою окраску в зависимости от pH раствора. По своей природе данные соединения представляют слабую кислоту или основание, которые в водной среде могут одновременно существовать как в ионизированной, так и в неионизированной форме.

Например, если индикатор является слабой кислотой HInd, то в растворе будет наблюдаться следующее равновесие:



Если индикатор – слабое основание Ind, то аналогичный процесс можно условно представить следующим образом:



Обе формы индикатора окрашены в разный цвет и их равновесное количественное соотношение в растворе определяется величиной pH среды.

Изменение её значения приводит к смещению равновесия процесса диссоциации индикатора либо вправо, либо влево. Например, интервал перехода окраски фенолфталеина, метилоранжа, и лакмуса:

Среда / Индикатор	Лакмус	Метилоранж	Фенолфталеин
Кислая среда	Красный	Розовый	Бесцветный
Нейтральная среда	Фиолетовый	Оранжевый	Бесцветный
Щелочная среда	Синий	Желтый	Малиновый

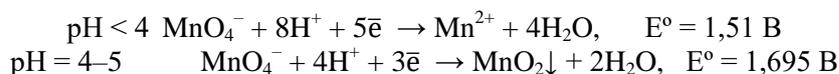
Все кислотно-основные индикаторы изменяют окраску не скачкообразно, а плавно, т.е. в определенном интервале значений pH раствора, называемом *интервалом перехода индикатора*. Каждый индикатор имеет свой интервал перехода, который зависит от особенностей структуры его молекулы и её способности к ионизации.

**Задачи для самостоятельной работы:**

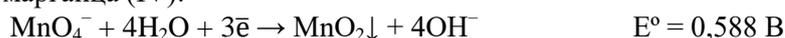
1. Вычислить нормальную концентрацию раствора соляной кислоты, если  $T_{\text{HCl}} = 0,004010$  г/мл.
2. Нормальная концентрация раствора KOH равна 0,09617 моль/л. Рассчитать  $T_{\text{KOH}}$ .
3. Вычислить  $T_{\text{H}_2\text{SO}_4}$ , если нормальная концентрация раствора равна 0,02 н.
4. Найти нормальную концентрацию раствора, если  $T_{\text{KOH}} = 0,005727$  г/мл.
5. До какого объема нужно довести 1 л 0,5300 н. HCl, чтобы получить 0,5000 н. раствор?
6. Для нейтрализации 20 мл раствора щавелевой кислоты  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ , взятой из мерной колбы емкостью 500 мл, пошло 18,25 мл 0,1000 н. гидроксида калия. Сколько граммов щавелевой кислоты содержалось в колбе?
7. 1,000 г серной кислоты растворили в 200,0 мл воды и объем колбы довели до метки. На нейтрализацию 15,00 мл полученного раствора расходуется 25,33 мл 0,05000 н. раствора NaOH. Вычислить нормальную концентрацию и титр полученного раствора.
8. Навеска оксалата натрия растворена в мерной колбе на 250,0 мл. На титрование 20,0 мл полученного раствора расходуется 18,45 мл HCl ( $T_{\text{HCl}} = 0,006030$  г/мл). Сколько граммов  $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$  в навеске образца?
9. Какую навеску NaOH надо взять, чтобы на титрование ее расходовалось 22,00 мл раствора HCl ( $T_{\text{HCl}} = 0,003514$  г/мл)?
10. Для установки титра HCl навеска безводной соды 2,6030 г растворена в мерной колбе на 250,0 мл. На титрование 25,00 мл полученного раствора расходуется 26,18 мл HCl. Определить  $S_{\text{HCl}}$ ,  $T_{\text{HCl}}$ .
11. Для установки титра раствора KOH 1,4960 г щавелевой кислоты  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  растворено в мерной колбе на 250,0 мл. На титрование 20,00 мл полученного раствора расходуется 21,06 мл гидроксида калия. Определить  $S_{\text{KOH}}$ ,  $T_{\text{KOH}}$ .
12. В воде растворили 28,00 г KOH и разбавили водой до 1500 мл. Вычислить молярную концентрацию и титр полученного раствора.
13. Какой объем воды надо добавить к 1 л 0,5300 М HCl, чтобы получить 0,5000 М раствор?
14. Какой объем хлороводородной кислоты ( $\rho = 1,19$  г/см<sup>3</sup>) необходим для приготовления 1 л 0,1000 М раствора?
15. Вычислить молярную концентрацию и титр раствора HCl, если на титрование 0,4217 г тетрабората натрия, растворенной в 250 мл воды, на 15,00 мл полученного раствора было израсходовано 17,50 мл этой кислоты.
16. Вычислить молярную концентрацию раствора NaOH и  $T_{\text{NaOH}}$ , если на титрование 20,00 мл его израсходовали 19,20 мл 0,1000 М HCl, приготовленной из фиксанала.
17. Навеску  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  массой 0,6000 г растворили в мерной колбе вместимостью 100 мл. На титрование 20 мл полученного раствора израсходовано 18,34 мл NaOH. Определить нормальную концентрацию раствора NaOH, его титр.
18. Навеску щелочи массой 0,5341 г растворили и довели до метки в мерной колбе вместимостью 100,0 мл. Определить нормальную концентрацию кислоты,  $T_{\text{HCl}}$ , если на титрование 15,00 мл раствора NaOH израсходовали 19,50 мл кислоты.
19. Определить нормальную концентрацию раствора KOH, если на титрование 15,00 мл его израсходовали 18,70 мл раствора HCl с титром  $T_{\text{HCl}} = 0,002864$  г/мл.

**4.4. Окислительно-восстановительное титрование**

Перманганат калия – один из первых титриметрических реагентов. Он является сильнейшим окислителем, что следует из значений стандартных электродных потенциалов полуреакций ( $E^\circ$ ) в кислых растворах:



Факторы, определяющие соотношение продуктов восстановления в реакциях, довольно сложны и зависят как от кинетики, так и от термодинамики процессов. В нейтральной, слабощелочной и слабокислой средах, т.е. при  $\text{pH} = 5-8$ , продуктом восстановления перманганата обычно является оксид марганца (IV):



В сильнощелочной среде ( $\text{pH} \geq 9$ ) перманганат восстанавливается до манганат-иона:



Фиксирование конечной точки титрования. Одним из достоинств перманганата является интенсивная фиолетовая окраска, которая обычно служит индикатором при титровании. Продукт реакции перманганата в кислой среде –  $\text{Mn}(\text{II})$  – практически бесцветен, поэтому, если титруемый раствор бесцветен, о достижении точки эквивалентности можно судить по появлению бледно-розовой окраски в результате первых следов избытка титранта (обычно одна капля).

#### **Расчеты в перманганатометрии:**

Основой метода перманганатометрии является реакция окисления ионом перманганата  $\text{MnO}_4^-$ , который в кислой среде восстанавливается до катиона  $\text{Mn}^{2+}$ , а в щелочной и нейтральной — до  $\text{MnO}_2$ .

Количественное определение можно производить во всех средах.

Редокс-потенциалы пар:  $E^\circ, \text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+} = +1,51 \text{ В}$  при  $\text{pH} < 7$ ,

$E^\circ, \text{MnO}_4^-/\text{MnO}_2 = +0,59 \text{ В}$  при  $\text{pH} > 7$ .

Молярная масса эквивалента  $M_{(\text{э})}$  перманганата калия  $\text{KMnO}_4$  в кислой среде равна 31,61 г/моль:

$M_{(\text{э})}(\text{KMnO}_4) = f_{\text{эkv}}(\text{KMnO}_4) \cdot M(\text{KMnO}_4) = 1/5 \cdot 158,08 \text{ г/моль} = 31,61 \text{ г/моль}$ ,  
в щелочной и нейтральной средах 52,68 г/моль:

$M_{(\text{э})}(\text{KMnO}_4) = f_{\text{эkv}}(\text{KMnO}_4) \cdot M(\text{KMnO}_4) = 1/3 \cdot 158,08 \text{ г/моль} = 31,61 \text{ г/моль}$

При использовании перманганата калия  $\text{KMnO}_4$  для количественных определений титрование проводят обычными способами титриметрического анализа.

Расчеты навесок анализируемого вещества и  $\text{KMnO}_4$  ведут с точностью до 0,01 г, другие же вычисления, как обычно, с максимальной точностью, необходимой в титриметрических расчетах и определениях.

#### **Решение типовых задач:**

**Пример 1.** Сколько граммов перманганата калия  $\text{KMnO}_4$  следует взять, чтобы приготовить 3 л 0,02 н. раствора его?

**Решение:**

1) Рассчитываем молярную массу эквивалента  $\text{KMnO}_4$ :

$$M_{(\text{э})} = \frac{158,08}{5} = 31,61 \text{ г/моль}$$

2) Для приготовления 1 л 0,02 н раствора  $\text{KMnO}_4$  необходимо:

$$m(\text{KMnO}_4) = 31,61 \cdot 0,02 \text{ г} = 0,6322 \text{ г} = 0,63 \text{ г}$$

3) Определяем массу  $\text{KMnO}_4$  для приготовления 3 л раствора:

$$m(\text{KMnO}_4) = 0,63 \cdot 3 = 1,89 \text{ г}$$

**Пример 2.** Сколько граммов кристаллогидрата оксалата аммония  $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$  нужно отвесить, чтобы приготовить 500 мл 0,1 н. раствора его?

**Решение:**

1) Находим молярную массу эквивалента оксалата аммония:

$$M_{(\text{э})} = f_{\text{эkv}}((\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4) \cdot M((\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}) = 1/2 \cdot 142,11 \text{ г/моль} = 71,06 \text{ г/моль}$$

2) Вычисляем, сколько граммов соли следует взять для приготовления 1 л 0,1 н. раствора:

$$m((\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}) = 0,1 \cdot 71,06 \text{ г} \approx 7,11 \text{ г}$$

3) Рассчитываем, сколько следует взять соли для приготовления 500 мл раствора:

$$m((\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}) = 7,11 \cdot 0,5 \text{ г} = 3,55 \text{ г}$$

**Пример 3.** Навеску кристаллогидрата оксалата аммония  $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$  в 0,3200 г растворили в произвольном объеме воды, оттитровали раствором перманганата калия  $\text{KMnO}_4$ , затратив 10,26 мл. Рассчитать нормальную концентрацию и титр раствора перманганата калия.

**Решение:**

1) Молярную массу эквивалента  $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$  берем из предыдущей задачи.

2) Определяем нормальную концентрацию раствора перманганата калия, исходя из закона эквивалентов:  $\text{С}_{\text{Н}_1} \cdot \text{V}_1 = \text{С}_{\text{Н}_2} \cdot \text{V}_2$

$$\frac{0,3200}{71,06} = \frac{n \cdot 10,26}{1000};$$

$$\text{С}_{\text{Н}}(\text{KMnO}_4) = 0,4473 \text{ моль/л}$$

3) Рассчитываем титр перманганата калия:

$$\text{T}(\text{KMnO}_4) = \frac{n \cdot M(\text{э})}{1000} = \frac{0,4473 \cdot 31,61}{1000} \text{ г/моль} = 0,01411 \text{ г/моль}$$

**Пример 4.** В мерной колбе на 200 мл растворили 1,2608 г гидрата щавелевой кислоты  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ . На титрование 20,00 мл этого раствора было израсходовано 20,26 мл раствора перманганата калия  $\text{KMnO}_4$ . Вычислить нормальную концентрацию раствора перманганата калия.

**Решение:**

1) Определяем титр щавелевой кислоты:

$$T = \frac{m}{V} = \frac{1,2608}{200} = 0,006304 \text{ г/мл}$$

2) Вычисляем нормальную концентрацию раствора  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ :

$$C_{\text{н}} = \frac{T \cdot 1000}{M(\text{э})} = \frac{0,006304 \cdot 1000}{63,04} = \frac{0,6304}{63,04} \text{ моль / л} = 0,01000 \text{ моль / л}$$

3) Определяем  $C_{\text{н}}$  раствора  $\text{KMnO}_4$  по формуле:  $C_{\text{н}1} \cdot V_1 = C_{\text{н}2} \cdot V_2$

$$C_{\text{н}2} = \frac{V_1 \cdot C_{\text{н}1}}{V_2} = \frac{0,01 \cdot 20}{20,26} = 0,09876 \text{ моль/л}$$

**Задачи для самостоятельной работы:**

- Сколько граммов перманганата калия следует взять для приготовления 500 мл 0,1 н. раствора?
- Вычислить навеску перманганата калия, необходимую для приготовления 2,5 л раствора его с  $T_{\text{KMnO}_4} = 0,005585 \text{ г/мл}$ .
- Сколько граммов перманганата калия следует взять, чтобы приготовить 2,5 л раствора его с  $T = 0,001616 \text{ г/мл}$ ?
- Сколько граммов кристаллогидрата щавелевой кислоты  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  нужно взять, чтобы приготовить 1,5 л ~ 0,2 н. раствора?
- Для установления концентрации раствора перманганата калия необходимо приготовить 100 мл 0,1 н. раствора оксалата натрия  $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ . Сколько граммов этой соли требуется отвесить?
- Для определения титра раствора перманганата калия взяли навеску оксалата натрия  $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$  массой 1,3444 г и поместили в мерную колбу на 200 мл. На титрование 20,00 мл этого раствора затратили в среднем 20,04 мл раствора  $\text{KMnO}_4$ . Рассчитать:  $C_{\text{н}}$ ,  $T_{\text{KMnO}_4}$ .
- Навеску щавелевой кислоты  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  в 0,1518 г растворили в произвольном количестве воды и оттитровали, израсходовав 24,56 мл раствора  $\text{KMnO}_4$ . Рассчитать:  $C_{\text{н KMnO}_4}$ ,  $T_{\text{KMnO}_4}$ .
- Для определения титра раствора перманганата калия навеску кристаллогидрата щавелевой кислоты  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  в 1,5022 г растворили в мерной колбе на 200 мл. Взяв 20 мл этого раствора пипеткой, оттитровали, затратив в среднем 23,66 мл раствора  $\text{KMnO}_4$ . Рассчитать:  $C_{\text{н KMnO}_4}$ ,  $T_{\text{KMnO}_4}$ .
- Для определения нормальной концентрации и титра раствора перманганата калия взяли две навески кристаллогидрата оксалата аммония  $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$  в 0,1600 н. 0,1802 г. Затем растворили их в 250 мл воды и оттитровали раствором  $\text{KMnO}_4$ . На титрование первой навески пошло 23,52 мл, на титрование второй—25,22 мл. Определить титр и нормальную концентрацию раствора, взяв средние данные из двух определений.
- Вычислить навеску технического сульфита натрия  $\text{Na}_2\text{SO}_3$  по следующим данным: содержание его в образце 46 %, мерная колба на 250 мл, для титрования взято 25 мл раствора, в бюретку на 50 мл налит 0,05200 н. раствор перманганата калия  $\text{KMnO}_4$ .
- В мерной колбе на 200 мл растворили 7,1506 г технического железного купороса  $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ . На титрование 20,00 мл полученного раствора затратили 19,62 мл 0,0983 н. раствора  $\text{KMnO}_4$ . Вычислить нормальную концентрацию  $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ .
- На титрование 25,00 мл раствора, полученного при растворении 3,6769 г технического сульфита натрия  $\text{Na}_2\text{SO}_3 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  в мерной колбе на 250 мл, израсходовали 24,00 мл перманганата калия. Определить нормальную концентрацию  $\text{Na}_2\text{SO}_3 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ , если  $T_{\text{KMnO}_4} = 0,005588 \text{ г/мл}$ .
- Какую массу  $\text{KMnO}_4$  надо взять для приготовления:
  - 500 мл 0,095 н раствора ( $f_{\text{экв}}=1/5$ );
  - 500 мл раствора с  $T(\text{KMnO}_4) = 0,005932 \text{ г/мл}$ ;
  - 250 мл раствора с  $T(\text{KMnO}_4) = 0,005246 \text{ г/мл}$ ?
 Во всех случаях предусматривается титрование в кислой среде.
- До какого объема следует разбавить 500 мл 0,1 н.  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  ( $f_{\text{экв}}=1/6$ ), чтобы получить:
  - раствор с  $T(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 0,003922 \text{ г/мл}$ ;
  - раствор с  $T(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 0,00500 \text{ г/мл}$ ?
- Какую массу  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  следует взять для приготовления:
  - 500 мл 0,02 н. раствора ( $f_{\text{экв}}=1$ );
  - 200 мл раствора с  $T(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 0,006432 \text{ г/мл}$ ;

- в) 250 мл раствора с  $T(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 0,001335$  г/мл?
- Рассчитать массу  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ , следует взять в мерную колбу вместимостью 500 мл, чтобы на титрование 25,00 мл полученного раствора израсходовать 20,25 мл раствора  $\text{KMnO}_4$  с концентрацией 3,2800 г/л.
  - Какая масса  $\text{H}_2\text{O}_2$  содержится в пробе, если при титровании ее израсходовали 14,50 мл раствора перманганата с  $T(\text{KMnO}_4) = 0,08376$  г/мл?
  - Навеску  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  массой 0,2940 г растворили в мерной колбе вместимостью 200 мл. На титрование иода, выделенного 25,00 мл полученного раствора  $\text{KI}$ , израсходовали 20,00 мл раствора  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ . Рассчитать  $T(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)$ .

#### 4.5. Комплексонометрия

Комплексонометрия основана на реакциях образования комплексов. Используя реакции комплексообразования можно определять, как катионы многих металлов, так и анионы (методы меркуриметрии, фтородиметрии, цианодиметрии и др.).

**Метод комплексонометрии** основан на взаимодействии ионов с органическими соединениями, которые получили название комплексонов.

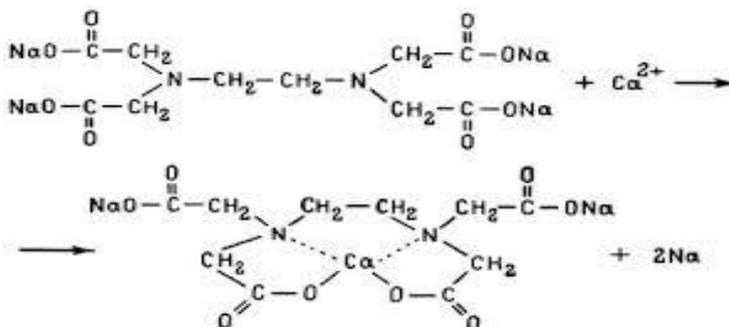
**Комплексоны** — группа аминокислот, в молекулах которых атом азота связан с метилкарбоксыльными группами (рис. 60):



Рис. 60. Виды комплексонов

В практике аналитических определений наиболее широко применяют динатриевую соль этилендиаминтетрауксусной кислоты (ЭДТА), известную под различными названиями: комплексон III или трилон Б.

Трилон Б со многими катионами образует прочные и растворимые в воде внутрикомплексные соединения:



Эквивалентная масса трилона Б равна половине его молекулярной массы.

Для определения эквивалентной точки используются металлоиндикаторы: мурексид  $\text{C}_8\text{H}_5\text{O}_6\text{N}_6 \cdot \text{H}_2\text{O}$ , эриохром черный ( $\text{C}_{20}\text{H}_{13}\text{O}_7\text{N}_3\text{S}$ ) и другие (рис. 61):

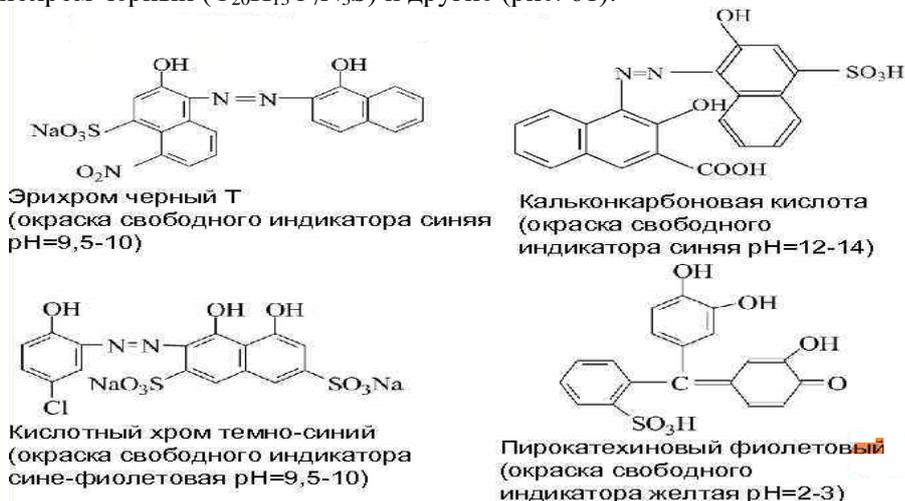
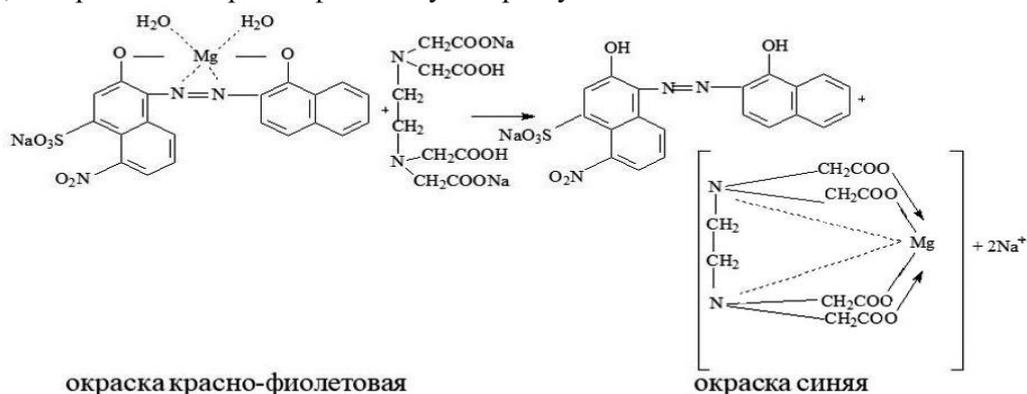


Рис. 61. Структурные формулы металлоиндикаторов

Титр трилона Б устанавливают по приготовленному раствору соли определяемого катиона. Например, при взаимодействии трилона Б с катионом магния сначала образуется комплекс металл-индикатор, который имеет красно-фиолетовую окраску:



Далее комплекс металл-индикатор разрушается и в точке эквивалентности образуется комплекс трилона Б с катионом магния, имеющая синюю окраску.

**Задачи для самостоятельной работы:**

1. Рассчитать, сколько граммов трилона Б потребуется для приготовления 250 мл 0,05 н. раствора.
2. Сколько граммов трилона Б надо взять для приготовления 2,5 л  $\approx$  0,1 н. раствора?
3. Для установки титра рабочего раствора трилона Б взято 1,3250 г высушенного карбоната кальция  $\text{CaCO}_3$  и растворено в мерной колбе на 250 мл. На титрование 25,00 мл этого раствора израсходовано 26,47 мл раствора трилона Б. Определить титр по кальцию и нормальность раствора трилона.
4. Рассчитать нормальную концентрацию циркония в растворе, если при титровании 20,00 мл этого раствора с хромогеном черным до синей окраски пошло 10,15 мл 0,100 н. раствора трилона Б.
5. Для определения кальция и магния взято 2,0850 г минерала и растворено в мерной колбе на 250 мл. На титрование 25,00 мл этого раствора израсходовано 11,20 мл 0,05240 н. рабочего раствора трилона Б, а на титрование 100,0 мл (после отделения  $\text{Ca}^{2+}$ ) пошло 21,65 мл. Вычислить массовые доли (%) кальция и магния в образце.
6. Рассчитать концентрацию мг·эquiv/л магния в воде, если при титровании 100,0 мл воды трилоном Б с хромогеном черным до синей окраски пошло 19,20 мл 0,1012 н. раствора трилона Б.
7. Какая масса ЭДТА ( $\text{Na}_2\text{H}_2\text{C}_{10}\text{H}_{12}\text{O}_8\text{N}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ) потребуется для приготовления 500 мл 0,01 н. раствора.
8. Какую массу металлического цинка необходимо растворить в серной кислоте для приготовления 250 мл 0,01 М раствора  $\text{ZnSO}_4$ .
9. Определить молярную концентрацию и титр раствора  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ , если после прибавления к 20 мл его 0,09 н ЭДТА на обратное титрование последнего израсходовано 15,24 мл 0,1 н.  $\text{ZnCl}_2$ .
10. Какую массу цинковой руды, содержащей около 15 % Zn, следует взять для анализа, чтобы после растворения и отделения мешающих примесей цинк был оттитрован 20 мл 0,1 н. ЭДТА.
11. Какую массу  $\text{Co}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ , содержащего около 7 % индифферентных примесей, следует взять для анализа, чтобы на титрование ее потребовалось около 10 мл 0,1 н. ЭДТА?
12. Какую массу металлического цинка (99,9 %) следует взять для приготовления 100 мл раствора, чтобы на титрование 20 мл его израсходовать 20 мл 0,1 н. ЭДТА?
13. Какую массу  $\text{NaCl}$ , содержащего 5 % примесей, следует взять для анализа, чтобы на титрование ее потребовалось 15 мл 0,1 н.  $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$  ( $f_{\text{эquiv}}=1/2$ )?
14. Вычислить объем 0,1 н.  $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ , который потребуется на титрование образца массой 0,2820 г, содержащего 27,5 % хлора.
15. Какая масса бериллия содержится в 1 л раствора хлорида бериллия, 20 мл которого оттитровывается 18,20 мл 0,1030 н.  $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$  ( $f_{\text{эquiv}}=1/2$ )?
16. Какая масса сульфата содержится в пробе, если после прибавления 20 мл 0,06 М хлорида бария, избыток его был оттитрован 15,64 мл 0,05 н. ЭДТА?
17. Какая масса ртути содержалась в 250 мл раствора, если после прибавления к 50 мл его 25 мл 0,01 н. ЭДТА избыток последнего оттитровали 10 мл 0,01 М  $\text{MgSO}_4$ ?
18. Раствор солей кальция и магния разбавили водой до 100 мл. На титрование алиquotы раствора объемом 20 мл с эриохромом черным, израсходовали 18,45 мл 0,0102 М ЭДТА, а на титрование

такой же пробы с мурексидом потратили 8,22 мл ЭДТА. Какая масса Ca и Mg содержалась в исходном растворе?

19. На титрование 20 мл раствора  $\text{NiCl}_2$  израсходовано 22,10 мл 0,0205 М ЭДТА. Определите концентрацию (г/л) раствора соли никеля.
20. Определите концентрацию (г/л) раствора  $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$ , если на титрование 20 мл его израсходовано 18,10 мл 0,0502 м ЭДТА.

#### 4.6. Лабораторная работа 10. Определение содержания гидроксида натрия в растворе неизвестной концентрации

**Цель работы** – научиться проводить титриметрический анализ, освоить навыки работы с пипеткой, бюреткой, правильно определять мениск и точку эквивалентности с помощью растворов индикаторов.

<p><b>Реактивы:</b>  раствор гидроксида натрия, 0,1 н. раствор соляной кислоты, 0,1% раствор метилового оранжевого</p>	<p><b>Оборудование:</b>  штатив, бюретка, мерные пипетки, конические колбы для титрования, пипетка, маленькая воронка, стакан, груша</p>
--	--

##### Ход работы:

1. Соберите установку для титрования (штатив, бюретка, пипетка, маленькая воронка и три конические колбы для титрования) (рис. 62):



Рис. 62. Установка для титрования в кислотно-основном титровании

2. Возьмите три конические колбы для титрования. Наберите пипеткой 10,00 мл раствора щелочи и перенесите в колбу для титрования. В каждую колбу добавьте по 2–3 капли раствора индикатора метилового оранжевого и, наполнив бюретку раствором хлороводородной кислоты, производите титрование (рис. 63).



Рис. 63. Титрование основания кислотой

3. Титрование проведите три раза, при этом каждый раз доливайте титрант – соляную кислоту в бюретке до нулевой отметки. Запишите три значения объема израсходованной соляной кислоты

4. **Вычисление результатов анализа:** рассчитайте полученные вами результаты титрования по ниже приведенному примеру.

Пример, допустим, что при титровании 25 мл раствора щелочи израсходовано хлороводородной кислоты ( $C_{HCl} = 0,1013$  г-экв/л):

1-е титрование — 24,72 мл,

2-е титрование — 24,76 мл,

3-е титрование — 24,74 мл HCl,

Рассчитайте среднее значение и определите средний объем раствора:

$$V_{cp} = \frac{24,72 + 24,76 + 24,74}{3} = 24,74(\text{мл})$$

Рассчитайте количество гидроксида натрия, содержащейся в мерной колбе:

$$T_{HCl/NaOH} = \frac{H_{HCl} \cdot \Xi_{NaOH}}{1000} = \frac{0,1013 \cdot 40,00}{1000} = 0,004052(\text{г/мл})$$

$$m_{NaOH} = T_{HCl/NaOH} \cdot V_{HCl} \frac{V_{\text{мерн. колб}}}{V_{NaOH}} = 0,004052 \cdot 24,74 \frac{250}{25} = 1,0003(\text{г})$$

Вычисление можно вести и другим способом — через нормальную концентрацию:

$$C_{HCl} \cdot V_{HCl} = C_{NaOH} \cdot V_{NaOH}$$

$$C_{H_{NaOH}} = \frac{H_{HCl} \cdot V_{HCl}}{V_{NaOH}} = \frac{0,1013 \cdot 24,74}{25,0} = 0,10025(\text{г} - \text{экв/л})$$

Установив нормальную концентрацию, вычислите массу (m) NaOH по формуле:

$$m_{NaOH} = \frac{H_{NaOH} \cdot \Xi_{NaOH} \cdot V_{\text{колбы}}}{1000} = \frac{0,0025 \cdot 40 \cdot 250}{1000} = 1,0025(\text{г})$$

**Задание:** определите нормальную концентрацию и содержание гидроксида натрия в вашем растворе проведя вычисления по приведенному выше примеру.

**Задание для самостоятельной работы: Определение карбонатной жесткости воды**

**Цель работы** – научиться применять полученные знания по количественному анализу на природных объектах, правильно проводить титриметрический анализ и проводить расчеты жесткости питьевой воды.

<p><b>Реактивы:</b> раствор соляной кислоты 0,1 н., 0,1% раствор метилового оранжевого</p>	<p><b>Оборудование:</b> штатив, бюретка, мерные пипетки, конические колбы для титрования, пипетка, маленькая воронка, стакан, груша</p>
--	---

С помощью рабочего раствора соляной кислоты определяют не только содержание щелочей, но и некоторых солей. Большое практическое значение имеет определение карбонатной жесткости воды. Жесткость обусловлена присутствием в воде растворимых солей кальция и магния. Карбонатная жесткость зависит от содержания в воде гидрокарбонатов кальция и магния. Она почти полностью устраняется кипячением, при котором гидрокарбонаты разлагаются:



Поэтому карбонатную жесткость называют также устранимой или временной. Некарбонатная жесткость вызывается присутствием в воде сульфатов (а также хлоридов) кальция и магния. Кипячением она не устраняется и поэтому называется постоянной. Сумма карбонатной и некарбонатной жесткости дает общую жесткость воды.

Карбонатную жесткость определяют титрованием определенного объема воды рабочим раствором соляной кислоты с метиловым оранжевым. Химизм процесса выражается уравнениями:



**Ход работы:**

1. В три конические колбы отмерьте пипеткой по 100,0 мл анализируемой воды. В каждую колбу для титрования прибавьте 2–3 капли метилового оранжевого и оттитруйте рабочим раствором

соляной кислоты до перехода желтой окраски индикатора в бледно-розовую. Повторите титрование 2–3 раза и из сходящихся отсчетов возьмите среднее.

2. **Вычисление результатов анализа** рассчитайте полученные вами результаты титрования по ниже приведенному примеру.

Чтобы вычислить карбонатную жесткость в миллиграмм-эквивалентах на 1 л воды, найдите нормальность раствора солей и умножьте ее на 1000:

$$Ж = \frac{V_{HCl} \cdot N_{HCl} \cdot 1000}{V_{H_2O}}$$

Пример, допустим, что на титрование 100,00 мг воды пошло в среднем 12,25 мл 0,1016 н. раствора соляной кислоты. Тогда жесткость находят:

$$Ж = \frac{12,25 \cdot 0,1016 \cdot 1000}{100} = 12,45 \text{ мг-экв/л}$$

**Задание:** определите жесткость воды, отобранной из разных источников г. Кызыла, по полученным результатам дайте характеристику качества воды.

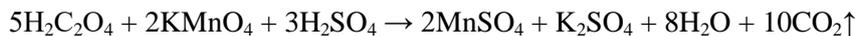
**Рекомендуемая литература:** № 1, 2, 4, 5 (стр. 128).

#### 4.7. Лабораторная работа 11. Установка титра раствора перманганата калия по щавелевой кислоте

**Цель работы** – научиться проводить перманганатометрический анализ, освоить навыки работы с пипеткой, бюреткой, правильно определять мениск и точку эквивалентности без индикаторным способом.

<p><b>Реактивы:</b> 0,1 н. (0,05 н.) раствор перманганата калия, 0,1 н. (0,05 н.) раствор щавелевой кислоты или оксалата аммония, раствор серной кислоты (1:5), раствор соли Мора <math>(NH_4)_2SO_4 \cdot FeSO_4 \cdot 6H_2O</math></p>	<p><b>Оборудование:</b> штатив, бюретка со стеклянным краном, мерные колбы на 100, 50 мл, мерные пипетки, конические колбы для титрования, маленькая воронка, плита электрическая, термометр, груша, стакан для слива</p>
--	---

Для перманганатометрических определений рекомендуется применять 0,05 н. раствор перманганата калия. Установку титра раствора перманганата калия производят по щавелевой кислоте  $H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O$  или оксалату натрия  $Na_2C_2O_4$ . Титрование перманганатом калия проводят без индикатора:



В обоих случаях  $C_2O_4^{2-}$  окисляется ( $C_2O_4^{2-} - 2e \rightarrow 2CO_2$ ):

$$Э_{H_2C_2O_4} = \frac{126,06}{2} = 63,03 \text{ (г)}$$

$$Э_{Na_2C_2O_4} = \frac{134,00}{2} = 67,00 \text{ (г)}$$

Раствор перманганата калия готовят приблизительно 0,05 н., поэтому раствор щавелевой кислоты должен быть такой же нормальной концентрации.

**Ход работы:**

1. Соберите установку для титрования (штатив, бюретка, пипетка, маленькая воронка и три конические колбы для титрования) (рис. 64):

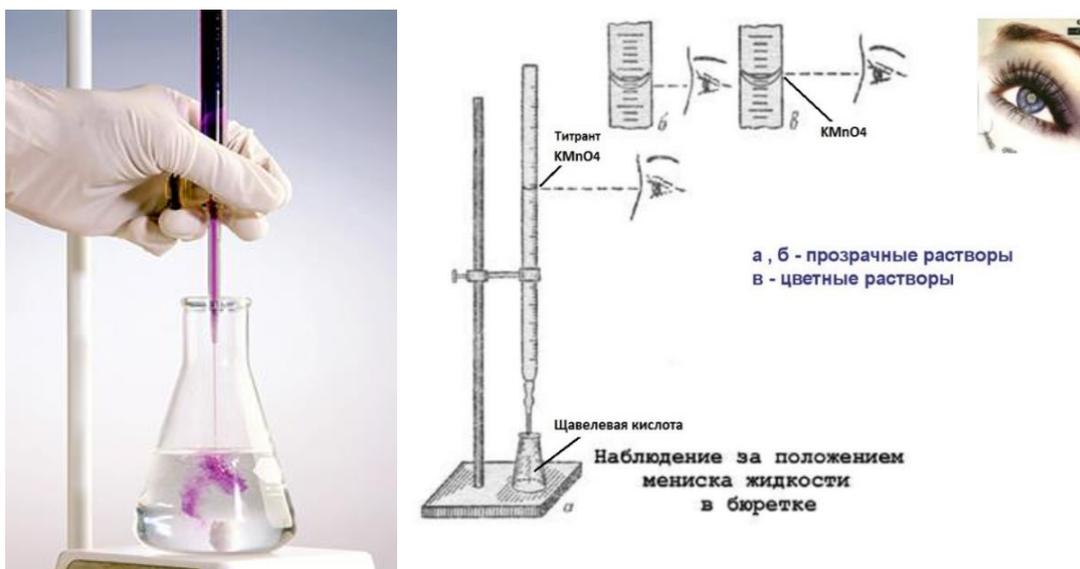


Рис. 64. Установка для титрования в перманганометрии

2. Возьмите три конические колбы для титрования. Наберите пипеткой 10,00 мл раствора щавелевой кислоты и внесите в колбу для титрования, добавьте 5–7 мл 2 н. раствора серной кислоты и нагрейте до 70–80<sup>0</sup> С (не до кипения!).

3. Раствор перманганата калия поместите в бюретку со стеклянным краном. В начале титрования надо прилить раствор перманганата калия к горячему раствору исходного вещества по каплям. Каждую следующую каплю прибавьте после того, как исчезнет окраска от предыдущей (смотри рисунок выше). Из-за того, что перманганат калия имеет фиолетовую окраску, то объем израсходованного титранта смотрят по верхнему мениску (смотри на рисунке случай – цветные растворы, рис. 64).

4. Титрование проведите три раза. Первоначально обесцвечивание перманганата калия будет происходить медленно, но затем по мере образования сульфата марганца  $MnSO_4$ , играющего роль катализатора, оно ускорится.

Титрование прекращаете, когда избыточная капля раствора сообщит раствору бледно-малиновую окраску, которая не исчезает в течение 1 мин. Во время титрования раствор надо непрерывно перемешивать. К концу титрования температура раствора должна быть не ниже 60<sup>0</sup> С. (Чтобы легче заметить бледно-малиновую окраску, колбу рекомендуют ставить на лист белой бумаги). Титрование проведите не менее трех раз, возьмите средний объем перманганата калия и рассчитайте нормальную концентрацию и титр раствора перманганата калия.

5. **Вычисление результатов анализа:** рассчитайте полученные вами результаты титрования по примеру приведенной в лабораторной работе 9.

**Задание:** определите нормальную концентрацию и содержание перманганата калия в вашем растворе проведя вычисления по приведенному выше примеру.

**Задание для самостоятельной работы: Определение содержания железа (II) в соли Мора**

**Цель работы** – научиться применять полученные знания по перманганометрическому анализу, правильно проводить титриметрический анализ и проводить титриметрические расчеты.

**Реактивы:**

раствор серной кислоты 2 н., пермангата калия 0,05 н., раствор соли Мора

**Оборудование:**

штатив, бюретка, мерные пипетки, конические колбы для титрования, пипетка, маленькая воронка, стакан, груша

Раствор подкислить серной кислотой и титровать до конечной точки. Железо (II) окисляется до железа (III):



Зная нормальную концентрацию раствора перманганата калия и его затраченный объем, можно рассчитать количество железа в исследуемом растворе. В качестве примера рассмотрим определение иона  $Fe^{2+}$  в соли Мора, имеющей состав  $(NH_4)_2SO_4 \cdot FeSO_4 \cdot 6H_2O$ .



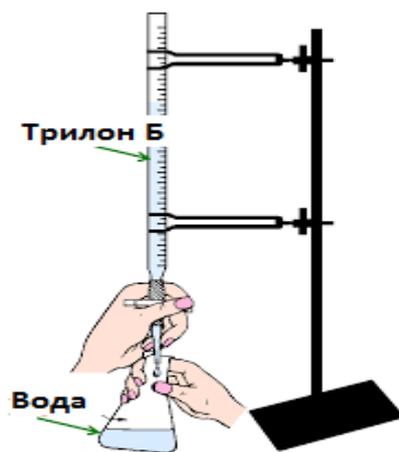


Рис. 65. Установка для титрования в комплексонометрии

2. Возьмите три конические колбы для титрования. В колбу для титрования возьмите пипеткой по 100,0 мл исследуемой воды и прилейте по 5 мл аммонийной буферной смеси. Прибавьте по 20–30 мг сухой смеси индикатора хромогена черного (его смешивают с хлоридом натрия в отношении 1:100) до появления хорошо заметной, но не очень темной винно-красной окраски.

3. Титруйте воду 0,05 н. раствором трилона Б до перехода винно-красной окраски в синюю (рис. 66):

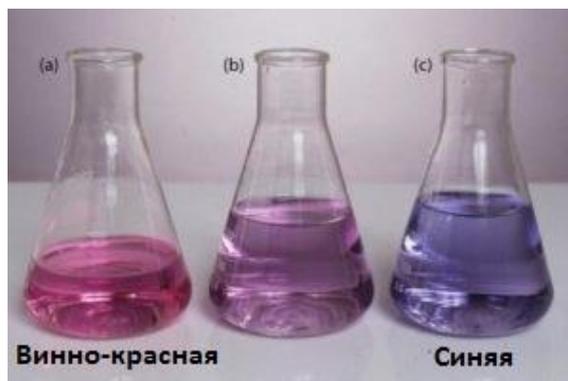


Рис. 66. Переход окраски индикатора хромогена черного

4. В конце титрования раствор трилона Б прибавляйте по одной капле, чтобы красноватый оттенок совершенно исчез. Повторите титрование 2–3 раза и из сходящихся отсчетов возьмите среднее.

5. **Вычисление результатов анализа:** рассчитайте полученные вами результаты титрования по ниже приведенному примеру.

Общую жесткость воды (в мг-экв  $\text{Ca}^{2+}$  и  $\text{Mg}^{2+}$  на 1 л) вычисляют по формуле:

$$\text{Ж} = \frac{N_{\text{Na}_2[\text{H}_2\text{Tr}]} \cdot V_{\text{Na}_2[\text{H}_2\text{Tr}]}}{V_{\text{H}_2\text{O}}} \cdot 1000,$$

где  $N_{\text{Na}_2(\text{H}_2\text{Tr})}$  – нормальная концентрация раствора трилона Б,

$V_{\text{Na}_2[\text{H}_2\text{Tr}]}$  – объем рабочего раствора трилона Б, затраченного на титрование (мл),

$V_{\text{H}_2\text{O}}$  – объем анализируемой воды, взятой для титрования (мл).

Предположим, что на титрование 100 мл анализируемой воды пошло в среднем 6,5 мл 0,09820 н. раствора трилона Б, тогда:

$$\text{Ж} = \frac{0,09820 \cdot 6,5}{100} \cdot 1000 = 6,3830 \text{ (мг-экв/л)}$$

**Задание:** определите жесткость питьевой воды с помощью комплексонометрического анализа, дайте характеристику качества питьевой воды.

**Задание для самостоятельной работы: Определение кальция и магния в водной вытяжке из почвы**

**Цель работы** – применять полученные знания комплексонометрического анализа при исследовании образцов природных объектов, научиться правильно готовить вытяжку из почвы, определять точку эквивалентности с помощью металлохромных индикаторов.

<b>Реактивы:</b> хромоген черный, аммонийная буферная смесь, 0,05 н. раствор трилона Б, 2 н. раствор едкого натрия	<b>Оборудование:</b> штатив, бюретка, пипетка, маленькая воронка, три конические колбы для титрования, груша, сито с отверстиями 1 мм, фильтровальная бумага, воронка, весы, коническая колба на 1 л, шпатель, стакан
---	--

**Приготовление водной вытяжки из почвы.** Из почвы, измельченной и просеянной через сито с отверстиями 1 мм, возьмите навеску в 50 г. Перенесите ее в коническую колбу емкостью 750 мл, прибавьте 500 мл прокипяченной (для удаления CO<sub>2</sub>) дистиллированной воды, закройте пробкой и встряхивайте в течение 3 мин. Профильтруйте водную вытяжку через большой складчатый фильтр, вставленный в воронку.

**Ход работы:**

**Определение суммарного содержания ионов кальция и магния.** 50 мл водной вытяжки из почвы перенесите пипеткой в колбу для титрования, прибавьте 5 мл аммонийной буферной смеси, внесите 20–30 мг сухой смеси индикатора хромогена черного и титруйте 0,05 н. раствором трилона Б до перехода винно-красной окраски жидкости в синюю. Повторите титрование 2–3 раза и из сходящихся отсчетов возьмите среднее.

Суммарное количество миллиграмм-эквивалентов кальция и магния в 1000 мл вытяжки (или 100 г почвы) вычисляют:

$$m_{Ca и Mg} = \frac{n \cdot V \cdot 1000}{V_{\text{водн. вытяжки}}}$$

где *n* – нормальность раствора трилона Б;

*V* – объем раствора трилона Б, затраченный на титрование, мл

*V*<sub>водн. вытяжки</sub> – объем водной вытяжки, взятый для определения, мл.

**Определение содержания кальция.** 50 мл исходной вытяжки перенесите пипеткой в колбу для титрования, прилейте 2,5 мл 2 н. раствора едкого натрия, внесите 20–30 мг сухой смеси индикатора хромогена черного и титруйте 0,05 н. раствором трилона Б до перехода розовой окраски в сине-фиолетовую, не исчезающей в течение 3 мин. Повторите 2–3 раза и из сходящихся отсчетов возьмите среднее.

Количество миллиграмм-эквивалентов кальция в 100 г почвы вычислите по приведенной выше формуле.

Количество магния вычислите по разности:

$$m_{Mg} = m_{Ca и Mg} - m_{Ca}$$

При необходимости содержание кальция и магния выражают в миллиграммах на 100 г почвы. Для этого число миллиграмм-эквивалентов Ca<sup>2+</sup> или Mg<sup>2+</sup> умножают на величину миллиграмм-эквивалента кальция (20,04 мг) или магния (12,16 мг).

**Задание:** определите содержание кальция и магния в водной вытяжке из почвы, отобранной на территории г. Кызыла

**Рекомендуемая литература:** № 1, 2, 4, 5 (стр. 128).

### Список литературы:

1. Вихрева, В. А. Химия неорганическая и аналитическая. – Пенза : Издательство ПГАУ, 2019. – 82 с. – Текст : непосредственный.
2. Егоров, В. В. Неорганическая и аналитическая химия / В. В. Егоров, Н. И. Воробьева, И. Г. Сильвестрова. – Москва : Издательство Лань, 2014. – 144 с. - Текст : непосредственный.
3. Маругин, В. А. Неорганическая химия. – Вятск : Издательство ВГСХА, 2015. – 210 с. - Текст : непосредственный.
4. Неорганическая химия. Аналитическая химия : учебное пособие / В. М. Маркина. – Орел : Издательство ОГАУ, 2017. – 146 с. - Текст : непосредственный.
5. Пономарева, Н. А. Неорганическая и аналитическая химия / Н. А. Пономарева, И. В. Конева, Т.П. Мицуля. – Омск : Издательство ОГАУ, 2014. – 136 с. - Текст : непосредственный.
6. Сборник лабораторных работ по химии: Методические указания к лабораторным работам по химии для студентов всех специальностей и форм обучения / Е. Н. Калюкова, В. Т. Письменко, Л. В. Петрова. – Ульяновск : УГТУ, 2007. – 44 с. - Текст : непосредственный.
7. Основы строения вещества : методическое пособие кафедры неорганической химии МИТХТ имени М. В. Ломоносова. - Москва, 2004. – URL: <http://www.alhimik.ru/stroenie/titul.htm> (дата обращения: 03.03.2020). - Текст : электронный.
8. Основные понятия и законы химии. – URL: [http://school-sector.relarn.ru/nsm/chem . Ch1\\_1.html](http://school-sector.relarn.ru/nsm/chem . Ch1_1.html) (дата обращения: 03.03.2020). - Текст : электронный.
9. Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева (в цветном исполнении с указанием распределения электронов по основным энергетическим уровням). – URL: <http://www.calc.ru/685.html> (дата обращения: 03.03.2020). - Текст : электронный.
10. Общая химия. Классификация и номенклатура неорганических соединений. – URL: [http://fen.nsu.ru/posob/gchem/nomenkl\\_inorg.pdf](http://fen.nsu.ru/posob/gchem/nomenkl_inorg.pdf) (дата обращения: 03.03.2020). - Текст : электронный.

Учебное издание

**Ооржак Урана Спартаковна, Кашкак Елена Сергеевна**

**НЕОРГАНИЧЕСКАЯ И АНАЛИТИЧЕСКАЯ ХИМИЯ**

*Учебно-методическое пособие*

Редактор А.Р. Норбу  
Дизайн обложки К.К. Сарыглар

Сдано в набор: 15.05.2020. Подписано в печать: 29.05.2020.  
Формат бумаги 60×84 <sup>1</sup>/<sub>8</sub>. Бумага офсетная.  
Физ. печ. л. 12,3. Усл. печ. л. 11,4. Заказ № 1587. Тираж 50 экз.

667000, Республика Тыва, г. Кызыл, ул. Ленина, 36  
Тувинский государственный университет  
Издательство ТувГУ