

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ АВТОНОМНОЕ  
ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ  
«САМАРСКИЙ НАЦИОНАЛЬНЫЙ ИССЛЕДОВАТЕЛЬСКИЙ  
УНИВЕРСИТЕТ имени академика С.П. КОРОЛЕВА»  
(Самарский университет)

## КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Рекомендовано редакционно-издательским советом федерального государственного автономного образовательного учреждения высшего образования «Самарский национальный исследовательский университет имени академика С.П. Королева» в качестве методических указаний для студентов Самарского университета, обучающихся по основным образовательным программам высшего образования по специальностям: 24.05.01 Проектирование, производство и эксплуатация ракет и ракетно-космических комплексов, 24.05.02 Проектирование летательных аппаратов, 24.05.07 Самолето- и вертолетостроение; по направлениям подготовки: 24.03.01 Ракетные комплексы и космонавтика, 15.03.01 Машиностроение, 22.03.02 Metallургия, 28.03.02 Наноинженерия, 13.03.03 Энергетическое машиностроение, 15.03.04 Автоматизация технологических процессов и производств, 15.03.05 Конструкторско-технологическое обеспечение машиностроительных производств, 24.03.05 Двигатели летательных аппаратов, 23.03.01 Технология транспортных процессов, 25.03.01 Техническая эксплуатация летательных аппаратов и двигателей, 25.03.02 Техническая эксплуатация авиационных электросистем и пилотажно-навигационных комплексов, 11.03.03 Конструирование и технология электронных средств, 11.03.04 Электроника и наноэлектроника, 12.03.04 Биотехнические системы и технологии, 12.03.05 Лазерная техника и лазерные технологии

Составители:  
Е.Н. Тупикова,  
И.Ю. Рощупкина,  
Е.А. Новикова

Самара  
Издательство Самарского университета  
2017

УДК 546(075)

ББК 24.1я7

Составители: *Е.Н. Тупикова, И.Ю. Рощупкина, Е.А. Новикова*

Рецензент канд. техн. наук, доц. Е.А. Н о с о в а

**Классы неорганических соединений:** метод.указания / сост.: *Е.Н. Тупикова, И.Ю. Рощупкина, Е.А. Новикова.* – Самара: Изд-во Самарского университета, 2017. – 16 с.

Являются руководством к лабораторной работе «Классы неорганических соединений» по дисциплине «Химия». Включают краткий теоретический курс, описание методики эксперимента и обработки экспериментальных данных, задания для самостоятельной работы.

Предназначены для студентов 1 курса, обучающихся по специальностям: 24.05.01 Проектирование, производство и эксплуатация ракет и ракетно-космических комплексов, 24.05.02 Проектирование летательных аппаратов, 24.05.07 Самолето- и вертолетостроение; по направлениям подготовки: 24.03.01 Ракетные комплексы и космонавтика, 15.03.01 Машиностроение, 22.03.02 Metallургия, 28.03.02 Нанотехнологии, 13.03.03 Энергетическое машиностроение, 15.03.04 Автоматизация технологических процессов и производств, 15.03.05 Конструкторско-технологическое обеспечение машиностроительных производств, 24.03.05 Двигатели летательных аппаратов, 23.03.01 Технология транспортных процессов, 25.03.01 Техническая эксплуатация летательных аппаратов и двигателей, 25.03.02 Техническая эксплуатация авиационных электросистем и пилотажно-навигационных комплексов, 11.03.03 Конструирование и технология электронных средств, 11.03.04 Электроника и наноэлектроника, 12.03.04 Биотехнические системы и технологии, 12.03.05 Лазерная техника и лазерные технологии.

УДК 546(075)

ББК 24.1я7

Цель работы: изучение способов получения и химических свойств оксидов, кислот, оснований и солей.

## ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ОСНОВЫ ЭКСПЕРИМЕНТА

### Классификация и номенклатура неорганических соединений

Все вещества делятся на простые и сложные. *Простые вещества* состоят из атомов одного химического элемента, они делятся на металлы (Na, Ca, Al, Cu, Zn, Cr и др.) и неметаллы (He, Ne, H<sub>2</sub>, F<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>, Br<sub>2</sub>, I<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>, S (S<sub>8</sub>), N<sub>2</sub>, P (P<sub>4</sub>), C, Si и др.). *Сложные вещества* состоят из атомов 2-х и более элементов, среди них выделяют неорганические и органические соединения.

Основными классами неорганических соединений являются оксиды, кислоты, основания и соли.

**Оксиды** – бинарные соединения элемента с кислородом, в котором кислород проявляет степень окисления –2.

Оксиды делятся на основные, амфотерные, кислотные и несолеобразующие (индифферентные или безразличные). s- и p-металлы образуют основные и амфотерные оксиды, неметаллы образуют кислотные оксиды, d-металлы образуют оксиды различного типа, причем кислотные свойства оксидов d-металлов тем сильнее, чем больше степень окисления элемента. Оксиды, не имеющие соответствующих гидроксидов и солей, называют индифферентными или несолеобразующими (например, CO, NO<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>O, NO).

Название оксидов состоит из группового слова «оксид» и названия элемента в родительном падеже с указанием валентности элемента римскими цифрами в круглых скобках (если валентность переменная<sup>1</sup>). Например,

MgO – оксид магния,

P<sub>2</sub>O<sub>5</sub> – оксид фосфора (V),

FeO – оксид железа (II),

Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> – оксид железа (III).

**Гидроксиды** – соединения элемента с кислородом и водородом. Условно говоря, гидроксиды являются гидратной формой оксидов, т.е. продуктом соединения оксида и воды. Классификация оксидов и соответствующих им гидроксидов представлена в табл. 1.

Кислотные оксиды соответствующих кислот называют ангидридами. Например, SO<sub>2</sub> – ангидрид сернистой кислоты H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>, а SO<sub>3</sub> – ангидрид серной кислоты H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>



---

<sup>1</sup> Переменная валентность характерна для практически всех неметаллов и d-металлов.

Т а б л и ц а 1. Классификация оксидов и гидроксидов

ОКСИДЫ									
Me + O					neMe + O				
Основные оксиды			Амфотерные оксиды			Кислотные оксиды или ангидриды			
Na <sub>2</sub> O	MgO	CrO	ZnO	Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Cr <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	CO <sub>2</sub>	N <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	SO <sub>3</sub>	CrO <sub>3</sub>
ГИДРОКСИДЫ									
Me + O + H					H + neMe + O				
Основные гидроксиды или основания			Амфотерные гидроксиды или амфотерные основания			Кислотные гидроксиды или кислородсодержащие кислоты			
NaOH	Mg(OH) <sub>2</sub>	Cr(OH) <sub>2</sub>	Zn(OH) <sub>2</sub>	Al(OH) <sub>3</sub>	Cr(OH) <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	HNO <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	H <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub>

Гидроксиды являются *электролитами*, в воде они диссоциируют, т. е. распадаются на ионы: положительно заряженный ион – катион и отрицательно заряженный ион – анион. Сильные электролиты распадаются полностью и в растворе существуют преимущественно в виде ионов. Слабые электролиты распадаются частично и в растворе существуют преимущественно в виде молекул. Оксиды и простые вещества являются неэлектролитами, т. е. в воде на ионы не распадаются, и существуют исключительно в виде молекул.

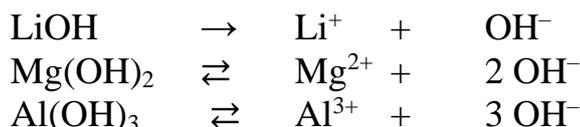
В зависимости от типа диссоциации различают основания и кислоты.

**Основания** – это электролиты, которые диссоциируют с образованием катиона ( $Kt^{n+}$ ) и OH-группы по следующей схеме:

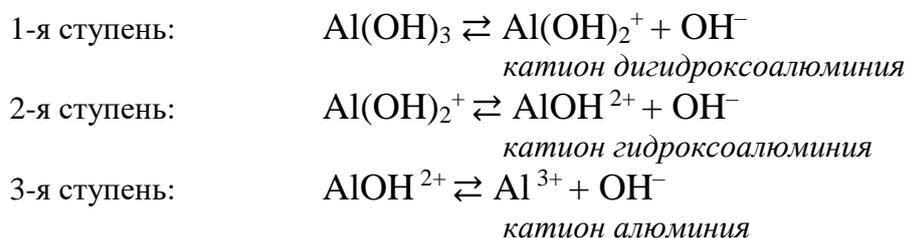


где n – это кислотность или атомность основания.

Например,

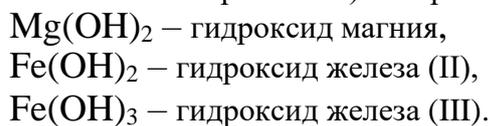


Многоатомные основания диссоциируют ступенчато:



К сильным основаниям относятся гидроксиды щелочных и щелочно-земельных металлов (*щелочи*): LiOH, NaOH, KOH, Ca(OH)<sub>2</sub>, Ba(OH)<sub>2</sub> и др. Все остальные основания – слабые.

Название оснований состоит из группового слова «гидроксид» и названия элемента в родительном падеже с указанием валентности элемента римскими цифрами в круглых скобках (если валентность переменная). Например,

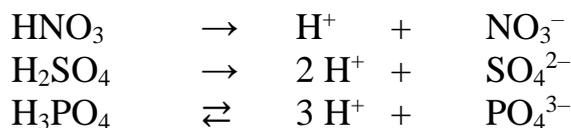


**Кислоты** – это электролиты, которые диссоциируют с образованием катиона водорода (протона  $H^+$ ) и аниона (кислотного остатка  $An^{n-}$ ) по следующей схеме:

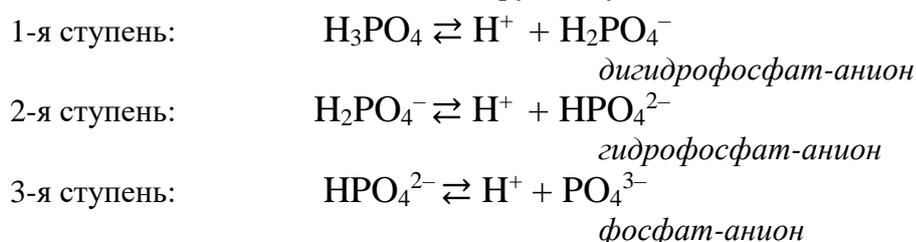


где  $n$  – это основность или атомность кислоты.

Например,



Многоатомные кислоты диссоциируют ступенчато:

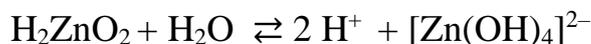


К сильным кислотам относятся  $HClO_4$ ,  $H_2SO_4$ ,  $HNO_3$ ,  $HCl$ ,  $HBr$ ,  $HJ$ . Остальные кислоты – слабые.

**Амфотерные гидроксиды** обладают кислотно-основной двойственностью: в кислых растворах диссоциируют как основания, в щелочных – как кислоты.

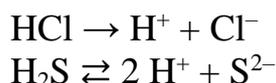


За счет образования химической связи при взаимодействии свободной атомной орбитали металла (цинка) и неподеленной электронной пары молекулы воды диссоциация амфотерного гидроксида в щелочной среде имеет вид:

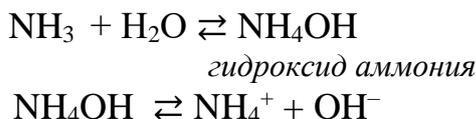


**Летучие водородные соединения** (соединения неметалла и водорода) в воде могут вести себя как

- бескислородные кислоты



- слабые основания



Название кислородсодержащей кислоты состоит из названия кислотообразующего элемента в форме прилагательного и группового слова «кислота». Если элемент образует несколько кислот, то к корню русского названия элемента присоединяют суффиксы:

«-н-», «-ов-» или «-ев-» в высшей или единственной степени окисления элемента, например,  $HClO_4$  – хлорная кислота,  $H_2SO_4$  – серная кислота,  $H_2CrO_4$  – хромовая кислота;  $H_2SiO_3$  – кремниевая кислота;

«-новат-» – в промежуточной степени окисления +5, например:  $HClO_3$  – хлорноватая кислота;

«-(ов)ист-» – в промежуточной степени окисления +3 и +4, например:  $HClO_2$  – хлористая кислота,  $H_2SO_3$  – сернистая кислота,  $H_3AsO_3$  – мышьяковистая кислота;

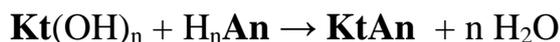
«-новатист-» – в низшей положительной степени окисления +1, например:  $HClO$  – хлорноватистая кислота.

Для обозначения кислот, образованных элементом с одинаковой степенью окисления, но различающихся «содержанием» воды, используются приставки «орто-» и «мета-», например,  $\text{H}_3\text{PO}_4$  – **орто**фосфорная кислота,  $\text{HPO}_3$  – **мета**фосфорная кислота.

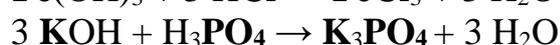
Название бескислородной кислоты состоит из названия неметалла с добавлением слова «водородная» и группового слова «кислота». Например,  $\text{HF}$  – фтороводородная кислота;  $\text{HCl}$  – хлороводородная кислота;  $\text{H}_2\text{S}$  – сероводородная кислота;  $\text{HCN}$  – циановодородная кислота.

Некоторые кислоты имеют традиционные русские названия, например,  $\text{HCl}$  – соляная кислота,  $\text{HF}$  – плавиковая кислота,  $\text{HCN}$  – синильная кислота,  $\text{H}_2\text{CO}_3$  – угольная кислота.

**Соли** – продукт взаимодействия основания и кислоты.



Например,



Соли, в которых произошло полное замещение OH-групп исходного основания и атомов H исходной кислоты, называют **средними**.

Название соли состоит из названия аниона и названия катиона в родительном падеже с указанием валентности металла римскими цифрами в круглых скобках (если валентность переменная). Название аниона состоит из латинского названия кислотообразующего элемента и соответствующего суффикса:

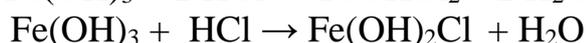
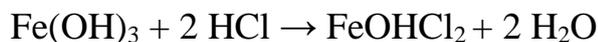
«-ат» – для анионов кислородсодержащих кислот с высшей или единственной степенью окисления кислотообразующего элемента. Например,  $\text{CO}_3^{2-}$  – карбон**ат**,  $\text{NO}_3^-$  – нитрат**т**,  $\text{SiO}_3^{2-}$  – силик**ат**,  $\text{PO}_4^{3-}$  – ор**то**фосф**ат** (фосф**ат**),  $\text{PO}_3^-$  – мет**а**фосф**ат**,  $\text{SO}_4^{2-}$  – сульф**ат**т;

«-ит» – для анионов кислородсодержащих кислот с промежуточной степенью окисления кислотообразующего элемента. Например,  $\text{NO}_2^-$  – нитр**ит**т,  $\text{PO}_3^{3-}$  – ор**то**фосф**ит**т,  $\text{PO}_2^-$  – мет**а**фосф**ит**т,  $\text{SO}_3^{2-}$  – сульф**ит**т;

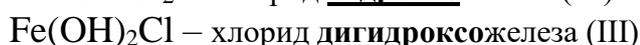
«-ид» – для анионов бескислородных кислот. Например,  $\text{S}^{2-}$  – сульф**ид**т,  $\text{Cl}^-$  – хлор**ид**т.

При наличии более двух положительных степеней окисления кислотообразующего элемента для обозначения аниона с самой высокой степенью окисления (+7) используется приставка «пер-», например,  $\text{ClO}_3^-$  – хлорат,  $\text{ClO}_4^-$  – перхлорат, а для обозначения аниона с самой низкой положительной степенью окисления (+1) используется приставка «гипо-», например,  $\text{ClO}_2^-$  – хлорит,  $\text{ClO}^-$  – гипохлорит.

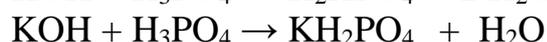
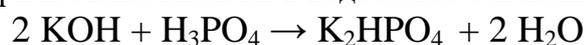
**Основные соли** – продукт неполного замещения OH-групп исходного многоатомного основания на анион кислотного остатка. Они образуются при избытке основания и недостатке кислоты. Например,



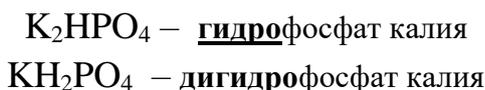
В названиях основных солей к названию катиона добавляется приставка «гидроксо-» (если от основания осталась 1 группа OH) или «дигидроксо-» (если от основания остались 2 группы OH). Например,



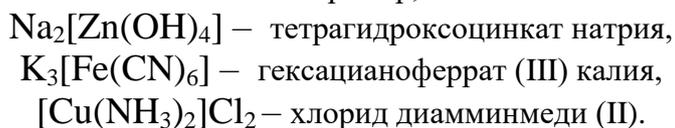
**Кислые соли** – продукт неполного замещения атомов H исходной многоатомной кислоты на катион. Они образуются при избытке кислоты и недостатке основания. Например,



При названии кислых солей к названию аниона добавляется приставка «**гидро-**» (если от кислоты остался 1 атом водорода) или «**дигидро-**» (если от кислоты остались 2 атома водорода). Например,



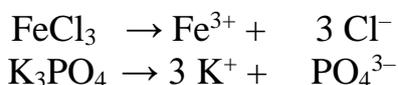
Также выделяют **комплексные соли**, в которых за счет свободных атомных орбиталей металла (комплексообразователя) и неподеленных электронных пар молекулы или аниона (лиганда) образуются дополнительные химические связи. При этом образуется сложный (комплексный) катион или анион, в названии которого добавляют название лиганда с указанием его количества в виде греческого числительного. Например,



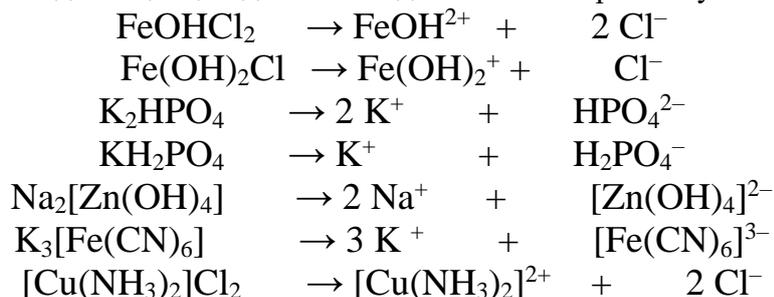
Соли – сильные электролиты и диссоциируют по следующему механизму:



Например:



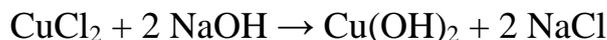
Сложные ионы основных, кислых и комплексных солей являются слабыми электролитами, поэтому уравнения диссоциации данных соединений по первой ступени имеют вид:



### Химические свойства неорганических соединений

Для рассмотрения механизма реакций, протекающих в растворе, их традиционно записываются в трех видах.

**Молекулярный вид** отражает схему протекания процесса и содержит формулы реагирующих и образующихся веществ только в виде молекул. Например,

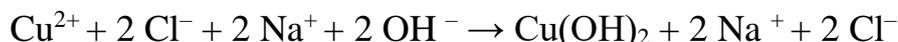


**Полный ионно-молекулярный вид** включает реагирующие вещества и продукты реакции в виде тех частиц (молекул, катионов, анионов), которые преобладают в системе.

!!!! Необходимо помнить, что - сильные и растворимые электролиты (кислоты, основания (щелочи), соли<sup>2</sup>) присутствуют в системе преимущественно в виде ионов;

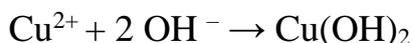
- слабые электролиты (кислоты и основания) и нерастворимые электролиты<sup>2</sup> (соли) присутствуют в системе преимущественно в виде молекул;

- неэлектролиты (простые вещества и оксиды) присутствуют в системе исключительно в виде молекул.



<sup>2</sup> Растворимость средних солей представлена в таблице растворимости кислот, оснований и солей, большинство кислых и комплексных солей растворимы, основные соли малорастворимы.

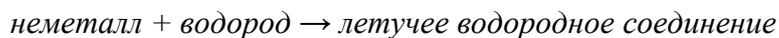
**Сокращенный ионно-молекулярный вид** включает только те частицы, которые подверглись превращению в химической реакции. Данный вид получается из полного ионно-молекулярного путем сокращения ионов, которые в неизменном виде присутствуют как в составе исходных веществ (в левой части реакции), так и в составе продуктов реакции (в правой части уравнения), т.е. не изменились качественно и количественно и не подверглись химическому превращению.



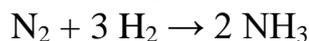
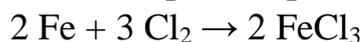
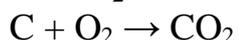
Неорганические соединения вступают в следующие химические реакции.

**1. Окислительно-восстановительные реакции** - реакции, протекающие с изменением степени окисления.

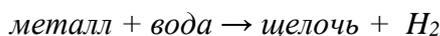
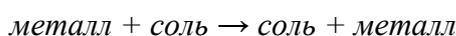
Реакции соединения:



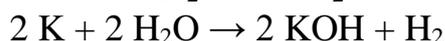
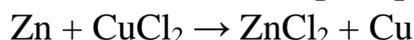
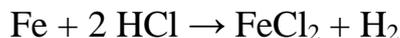
Например,



Реакции замещения:



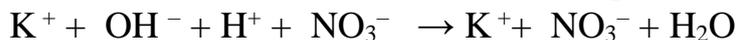
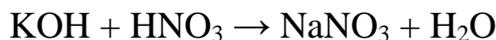
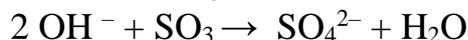
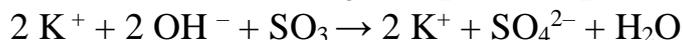
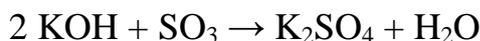
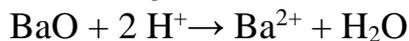
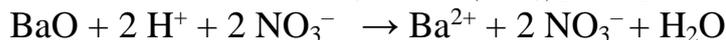
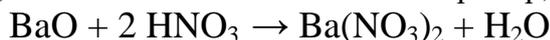
Например,

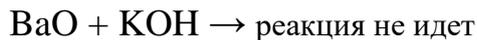
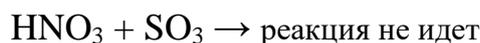


**2. Кисотно-основные реакции** – реакции взаимодействия оксидов и гидроксидов.

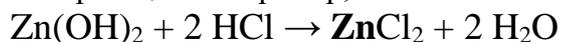


**!!!! Условие протекания кислотно-основных реакций:** кислотные оксиды и гидроксиды взаимодействуют с основными, основные – с кислотными. Например,

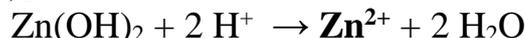
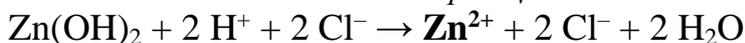




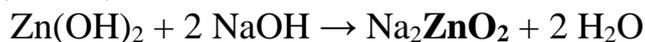
**Амфотерные оксиды и гидроксиды** могут проявлять как основные, так и кислотные свойства в зависимости от условий реакции. Например,



*хлорид цинка*



При сплавлении твердых веществ:



*цинкат натрия*

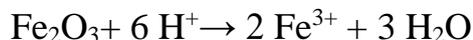
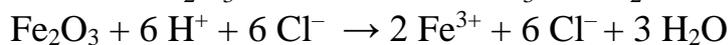
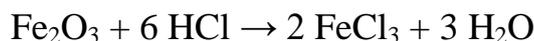
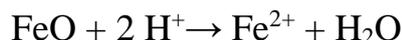
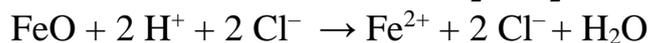
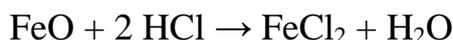
При реакции в растворе:



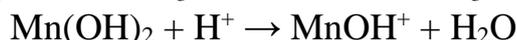
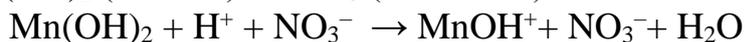
*тетрагидроксицинкат натрия*



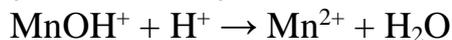
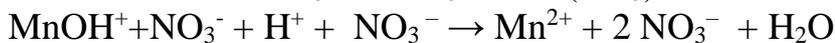
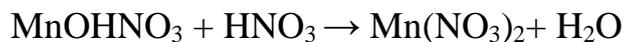
В кислотно-основных реакциях степень окисления не меняется. Например,



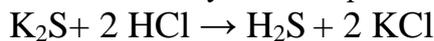
При избытке кислотного оксида или кислоты получаются кислые соли, при избытке основного оксида или основания получаются основные соли. Например,



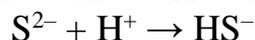
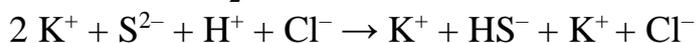
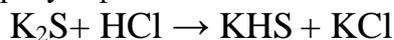
Для получения средней соли из основной или кислой необходимо добавить то, что было в недостатке: основание или основной оксид для кислой соли и кислоту или кислотный оксид для основной. Например,



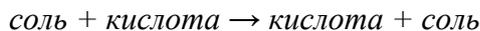
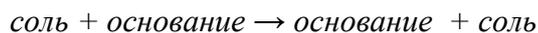
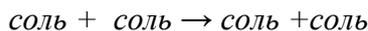
Также кислые и основные соли можно получить из средних при добавлении сильной кислоты или щелочи в соответствующем количестве. Например, при взаимодействии сульфида калия и соляной кислоты в соотношении 1 : 2 получается сероводородная кислота:



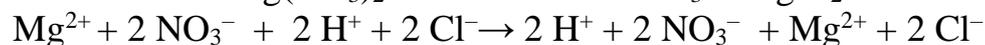
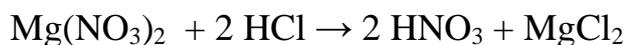
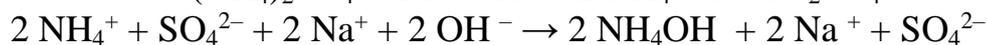
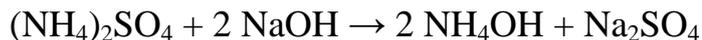
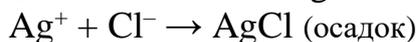
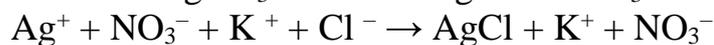
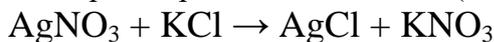
А при соотношении 1 : 1 – гидросульфид калия:



**3. Ионообменные реакции** – реакции взаимодействия между электролитами, в результате которых происходит обмен ионами.



**!!! Условие протекания ионообменных реакций в растворе** – образование слабого электролита (молекулы или иона) или малорастворимого соединения (осадка или газа).

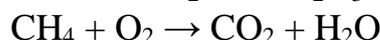
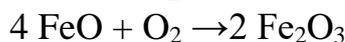


(нет частиц, которые изменились, следовательно, реакция не протекает)

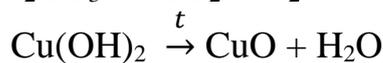
## Способы получения неорганических соединений

### 1. Получение оксидов

#### 1.1 Окисление простых и сложных соединений

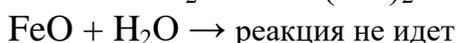
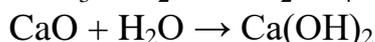


#### 1.2 Разложение сложных кислородсодержащих соединений

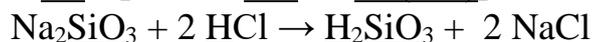
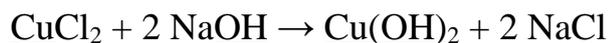


### 2. Получение кислот и оснований

#### 2.1 Взаимодействие оксидов с водой (только для растворимых гидроксидов).



#### 2.2 Взаимодействие солей с сильными кислотами и основаниями



### 3. Получение солей

#### 3.1 Взаимодействие оксидов, оснований и кислот (см. кислотно-основные реакции)

3.2 Взаимодействие солей с кислотами, основаниями, другими солями (см. ионообменные реакции)

3.3 Взаимодействие металлов с кислотами и солями (см. окислительно-восстановительные реакции)

## ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНАЯ ЧАСТЬ

### *Получение и исследование свойств оксидов*

#### **Опыт 1. Получение оксида серы (IV) и исследование его свойств**

В коническую колбу налейте дистиллированной воды, добавьте 2-3 капли индикатора метилоранжа. Отметьте окраску раствора.

В железную ложечку поместите немного порошка серы и нагрейте на пламени спиртовки. Когда сера загорится, опустите ложечку в коническую колбу с водой так, чтобы она не касалась поверхности воды, а горло колбы закройте ватным тампоном. Когда горение серы прекратится, ложечку выньте из колбы, а содержимое колбы взболтайте, чтобы растворить в воде продукты горения. Отметьте, как изменилась окраска раствора.

Напишите уравнения протекающих реакций. Объясните изменение окраски индикатора.

#### **Опыт 2. Получение оксида меди (II) и исследование его свойств**

В сухую пробирку поместите сухой карбонат гидроксомеди (II)  $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$  так, чтобы дно пробирки было покрыто этой солью. Закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой. Конец газоотводной трубки опустите в пробирку с водным раствором гидроксида кальция  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ . Пробирку с  $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$  нагрейте на пламени спиртовки до прекращения выделения пузырьков газа. Отметьте изменения, произошедшие в пробирке с карбонатом гидроксомеди (II) и в пробирке с раствором гидроксида калиция.

К оставшемуся после разложения соли оксиду меди (II) добавьте 2-3 мл разбавленной серной или соляной кислоты, при необходимости нагрейте до растворения осадка. Отметьте, как изменилась окраска раствора.

Напишите уравнения протекающих реакций в молекулярном и ионно-молекулярных видах. Объясните наблюдаемые изменения.

*На основании опытов 1 и 2 сделайте вывод о способах получения и химических свойствах оксидов. Определите характер полученных оксидов.*

### *Исследование свойств кислот*

#### **Опыт 3. Взаимодействие кислот и оснований**

В пробирку налейте 2-3 мл раствора гидроксида натрия. Добавьте 2-3 капли индикатора фенолфталеина. Отметьте окраску раствора. Затем по стенке пробирки осторожно приливайте раствор соляной кислоты до изменения окраски раствора.

Напишите уравнение протекающей реакции в молекулярном и ионно-молекулярных видах. Объясните изменение окраски раствора.

#### **Опыт 4. Взаимодействие кислот и солей**

В пробирку налейте 2-3 мл раствора серной кислоты. Добавьте 1-2 мл раствора соли бария. Отметьте произошедшие изменения.

Напишите уравнение протекающей реакции в молекулярном и ионно-молекулярных видах.

*На основании опытов 3 и 4 сделайте вывод о химических свойствах кислот.*

## *Получение и исследование свойств оснований*

### **Опыт 5. Получение гидроксида никеля (II) и исследование его свойств**

В пробирку налейте 2-3 мл раствора соли никеля (II) и добавьте к нему такой же объем раствора гидроксида натрия. Отметьте произошедшие изменения.

Осадок взболтайте и разделите на 2 пробирки. В первую пробирку добавьте 3-4 мл раствора гидроксида натрия, во вторую - 3-4 мл раствора соляной или серной кислоты. Перемешайте содержимое пробирок. Отметьте произошедшие изменения.

Напишите уравнения протекающих реакций в молекулярном и ионно-молекулярных видах.

### **Опыт 6. Получение гидроксида меди (II) и исследование его свойств**

В пробирку налейте 2-3 мл раствора соли меди (II) и добавьте к нему такой же объем раствора гидроксида натрия. Отметьте произошедшие изменения.

Осадок взболтайте и разделите на 2 пробирки. В первую пробирку добавьте 3-4 мл раствора гидроксида натрия, во вторую - 3-4 мл раствора соляной или серной кислоты. Перемешайте содержимое пробирок. Отметьте произошедшие изменения.

Напишите уравнения протекающих реакций в молекулярном и ионно-молекулярных видах.

### **Опыт 7. Получение гидроксида алюминия и исследование его свойств**

В пробирку налейте 2-3 мл раствора соли алюминия и добавьте к нему такой же объем раствора гидроксида натрия. Отметьте произошедшие изменения.

Осадок взболтайте и разделите на 2 пробирки. В первую пробирку добавьте 3-4 мл раствора гидроксида натрия, во вторую - 3-4 мл раствора соляной или серной кислоты. Перемешайте содержимое пробирок. Отметьте произошедшие изменения.

Напишите уравнения протекающих реакций в молекулярном и ионно-молекулярных видах.

*На основании опытов 5, 6 и 7 сделайте вывод о способе получения гидроксидов и их химических свойствах. Определите характер полученных гидроксидов.*

## *Получение и исследование свойств солей*

### **Опыт 8. Получение средней соли**

В пробирку налейте 2-3 мл раствора соли бария и добавьте к нему такой же объем раствора  $K_2CrO_4$ . Отметьте произошедшие изменения.

Напишите уравнение протекающей реакции в молекулярном и ионно-молекулярных видах. Назовите образовавшуюся соль.

### **Опыт 9. Получение кислой соли**

Налейте в пробирку 3-4 мл раствора гидроксида кальция. В пробирку из аппарата Киппа пропустите оксид углерода (IV) до появления помутнения. Продолжайте пропускать газ до исчезновения мутности и осветления раствора.

Напишите уравнения протекающих реакций в молекулярном и ионно-молекулярных видах, учитывая следующий порядок: сначала при пропускании газа образуется средняя соль, а затем она превращается в кислую. Назовите образовавшиеся среднюю и кислую соли.

### **Опыт 10. Получение основной соли**

В пробирку налейте 2-4 мл раствора сульфата меди (II) и добавьте 1-1,5 мл раствора гидроксида натрия. Содержимое пробирки нагрейте до начала кипения. Отметьте цвет образовавшегося осадка.

В другую пробирку налейте 1-2 мл раствора сульфата меди (II) и добавьте 2-4 мл раствора щелочи. Содержимое пробирки также нагрейте до начала кипения и отметьте цвет образовавшегося осадка.

Определите, в каком случае образовалась основная соль, а в каком основание. Напишите уравнения протекающих реакций в молекулярном и ионно-молекулярных видах. Назовите продукты реакции в первом и втором случае.

*На основании опытов 2 – 8 сделайте вывод о способах получения средних солей. На основании опытов 9 и 10 сделайте вывод об условиях получения кислых и основных солей.*

*На основании опытов 4 – 10 сделайте вывод о химических свойствах солей. Сформулируйте условия протекания реакций с участием солей.*

## ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ

1. Укажите к какому классу относятся приведенные ниже соединения. Назовите их.

CaO, (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, HNO<sub>3</sub>, ZnO, FeOHBr, CaCO<sub>3</sub>, NO, H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>, Mn(NO<sub>2</sub>)<sub>2</sub>, KOH, SO<sub>2</sub>, KF, Cr(OH)<sub>3</sub>, PbS, Al(OH)<sub>2</sub>NO<sub>3</sub>, KHSO<sub>3</sub>, Cu(OH)<sub>2</sub>, Na<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>S, NaH<sub>2</sub>PO<sub>4</sub>

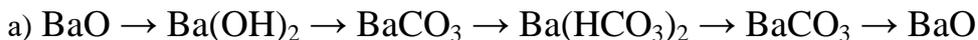
2. С какими из представленных ниже соединений будет реагировать гидроксид натрия. Запишите уравнения протекающих реакций в молекулярном и ионно-молекулярных видах.

Оксид фосфора (V), гидроксид кальция, азотная кислота, хлорид меди (II), йодид калия, оксид железа (II), угольная кислота, нитрат аммония, гидроксид хрома (III), оксид углерода (II)

3. С какими из представленных ниже соединений будет реагировать разбавленная серная кислота. Запишите уравнения протекающих реакций в молекулярном и ионно-молекулярных видах. Назовите соединения.

Ba(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>, Ca(OH)<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>O<sub>7</sub>, K<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub>, NiO, NH<sub>4</sub>Cl, Fe(OH)<sub>3</sub>

4. Составьте в молекулярном и ионно-молекулярном видах уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения. Назовите соединения.



б) оксид олова (II) → хлорид олова (II) → хлорид гидроксиолова (II) → гидроксид олова (II) → нитрат олова (II)



*Учебное издание*

## **КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ**

*Методические указания*

Составители:

***Тупикова Елена Николаевна,  
Рощупкина Ирина Юрьевна,  
Новикова Екатерина Анатольевна***

Редактор И.П. Ведмидская  
Компьютерная вёрстка И.П. Ведмидской

Подписано в печать 15.11.2017. Формат 60×84 1/16.

Бумага офсетная. Печ. л. 1,0.

Тираж 25 экз. Заказ . Арт. 56/2017.

ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ АВТОНОМНОЕ  
ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ  
«САМАРСКИЙ НАЦИОНАЛЬНЫЙ ИССЛЕДОВАТЕЛЬСКИЙ  
УНИВЕРСИТЕТ имени академика С.П. КОРОЛЕВА»  
(САМАРСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ)  
443086 Самара, Московское шоссе, 34.

---

Издательство Самарского университета.  
443086 Самара, Московское шоссе, 34.

ДЛЯ ЗАМЕТОК