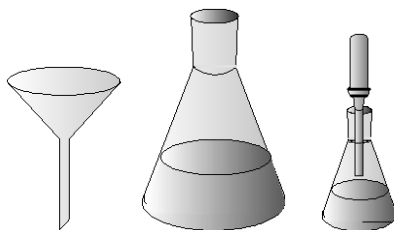


Министерство образования и науки Российской Федерации
Федеральное государственное автономное образовательное
учреждение высшего образования
«Севастопольский государственный университет»

КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Учебно-методическое пособие



Севастополь
СевГУ
2018

Р е ц е н з е н т:

Е.Н. Корж – канд. хим. наук, доцент, доцент кафедры «Химия» СевГУ

Классы неорганических соединений: учеб.-метод. пособие по дисциплине «Химия» для студентов дневной и заочной форм обучения технических специальностей / Сост. Л.А. Яковишин. – Севастополь: СевГУ, 2018. – 39 с.

Целью учебно-методического пособия является оказание помощи студентам в выполнении лабораторной работы и самостоятельном изучении темы «Классы неорганических соединений».

УДК 546(076.5)

Учебно-методическое пособие рассмотрено и утверждено на заседании кафедры «Химия», протокол № 4 от 27 февраля 2017 г.

Рекомендовано в качестве учебно-методического пособия для студентов технических специальностей.

СОДЕРЖАНИЕ

Введение	4
1. Теоретические сведения по теме «Классы неорганических соединений»	5
1.1. Оксиды	5
1.2. Кислоты	10
1.3. Основания	14
1.4. Соли	19
1.5. Генетическая связь между классами неорганических соединений	26
2. Экспериментальная часть. Лабораторная работа по теме «Классы неорганических соединений»	27
2.1. Цель работы	27
2.2. Оборудование и материалы	27
2.3. Ход работы	27
3. Задачи и вопросы по теме «Классы неорганических соединений»	28
3.1. Вопросы	28
3.2. Типовые задачи	28
Библиографический список	30
Приложение А	31

ВВЕДЕНИЕ

Классы неорганических соединений включают оксиды, кислоты, основания и соли. Все это *сложные вещества (химические соединения)*, т.к. они образованы разными элементами.

Различают элементы с постоянной и переменной валентностью. *Валентность* – это свойство элемента присоединять определенное количество атомов другого элемента. К элементам с постоянной валентностью, равной I, относят щелочные металлы (литий Li, натрий Na, калий K, рубидий Rb, цезий Cs, франций Fr), фтор F и водород H. Постоянную валентность II имеют щелочно-земельные металлы (кальций Ca, стронций Sr, барий Ba, радий Ra), а также бериллий Be, магний Mg, цинк Zn, кадмий Cd и кислород O. Постоянная валентность, равная III, характерна для элементов бора B и алюминия Al.

В настоящем учебно-методическом пособии содержатся сведения по основным классам неорганических соединений, включая определение, классификацию, номенклатуру, физические и химические свойства и способы получения. В приложении приведены примеры оформления отчета по лабораторным работам и рисунки некоторого химического оборудования и посуды. Для облегчения самостоятельной работы студентов в методические указания включены Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева, ряды активности металлов и силы кислот, таблицы растворимости кислот, оснований и солей в воде и взаимодействия между классами неорганических соединений.

1. ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ СВЕДЕНИЯ ПО ТЕМЕ «КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ»

1.1. Оксиды

Оксиды – это сложные вещества, состоящие из двух элементов, один из которых кислород в степени окисления -2 .
Общая формула оксидов $\text{Э}_n\text{О}_m$.

Номенклатура. Названия оксидов составляют согласно схеме:

Оксид	+	<i>название элемента в родительном падеже</i>	+	<i>(степень окисления элемента, если она переменная)</i>
--------------	---	---	---	--

Например, P_2O_5 – *оксид фосфора(V)*; указана степень окисления фосфора, т.к. она переменная. Na_2O – *оксид натрия*; степень окисления натрия не указана, т.к. она постоянная.

Для обозначения оксидов также используют тривиальные названия, например, оксид железа(II, III) Fe_3O_4 называют ещё *железной окалиной*.

Классификация. По способности образовывать соли оксиды подразделяются на следующие.

1) *Солеобразующие* (бывают кислотные, основные и амфотерные). Такие оксиды образуют кислоты или основания.

Кислотным оксидам соответствуют кислородсодержащие кислоты, а *основным* – основания (см. *таблицу 1.1*).

Кислотные оксиды образованы неметаллами (за исключением CO , N_2O , NO , SiO), например, SO_3 , P_2O_5 и CO_2 . Элементы-металлы, имеющие высокое значение степени окисления (обычно $+5$ и более) или обладающие значительной валентностью, также дают кислотные оксиды.

Например, оксиды CrO_3 (ему соответствует кислота H_2CrO_4) и Mn_2O_7 (соответствует кислота HMnO_4) – кислотные.

Таблица 1.1 – Соответствие некоторых оксидов, кислот и гидроксидов металлов

Кислотный оксид	Кислота
CO_2	H_2CO_3
SO_2	H_2SO_3
SO_3	H_2SO_4
SiO_2	H_2SiO_3 или H_4SiO_4
P_2O_3	H_3PO_3
P_2O_5	HPO_3 или H_3PO_4
N_2O_3	HNO_2
NO_2 (смешанный оксид)	HNO_2 и HNO_3
N_2O_5	HNO_3
Cl_2O_7	HClO_4
Основный оксид	Основание
Li_2O	LiOH
Na_2O	NaOH
K_2O	KOH
MgO	Mg(OH)_2
CaO	Ca(OH)_2
BaO	Ba(OH)_2
FeO	Fe(OH)_2
CrO	Cr(OH)_2
Амфотерный оксид	Амфотерный гидроксид
BeO	Be(OH)_2
ZnO	Zn(OH)_2
SnO	Sn(OH)_2
PbO	Pb(OH)_2
Al_2O_3	Al(OH)_3
Cr_2O_3	Cr(OH)_3

Основные оксиды – это оксиды металлов (см. *таблицу 1.1*). Основными оксидами являются все оксиды щелочных и щелочно-земельных металлов, оксид магния и др. Если металл обладает переменной степенью окисления (или валентностью), то в основном оксиде она обычно минимальна. Например, оксид железа(II) FeO является основным.

Амфотерные оксиды обладают химической двойственностью, т.к. могут проявлять свойства кислотных и основных оксидов в зависимости от того, с чем реагируют. Такие оксиды образуют элементы-металлы.

2) *Несолеобразующие (безразличные или индифферентные)*. Оксиды этой группы не образуют кислот и оснований, а, следовательно, не дают и солей. К ним относят оксиды неметаллов: CO, N₂O, NO, SiO.

Физические свойства. Оксиды бывают газообразными (CO₂, SO₂), жидкими (H₂O, Cl₂O₇) и твердыми (SiO₂, MgO). Некоторые оксиды окрашены (например, NO₂ – бурый газ) и имеют запах (у оксида SO₂ резкий запах).

Химические свойства кислотных оксидов (см. *таблицу А.2* приложения).

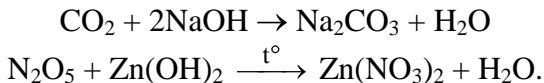
1) *Взаимодействие с водой*. При этом получают кислоты. Соответствие оксида и кислоты см. в *таблице 1.1*. Оксид кремния(IV) SiO₂ с водой не реагирует!



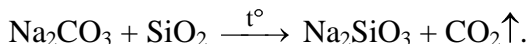
2) *Взаимодействие с основными и амфотерными оксидами*.



3) *Взаимодействие с основаниями и амфотерными гидроксидами*.



4) *Взаимодействие с солями.* Некоторые оксиды вытесняют более летучий оксид из соли.



Химические свойства основных оксидов (см. таблицу А.2 приложения).

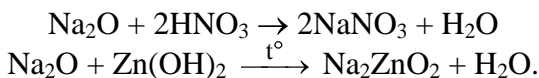
1) *Взаимодействие с водой.* При этом образуются щелочи. С водой реагируют оксиды щелочных и щелочно-земельных металлов.



2) *Взаимодействие с кислотными и амфотерными оксидами.*

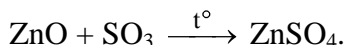


3) *Взаимодействие с кислотами и амфотерными гидроксидами.*

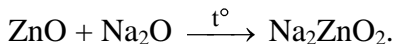


Химические свойства амфотерных оксидов (см. таблицу А.2 приложения).

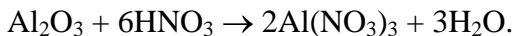
1) *Взаимодействие с кислотными оксидами.*



2) *Взаимодействие с основными оксидами.*



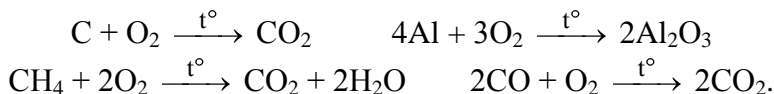
3) *Взаимодействие с кислотами.*



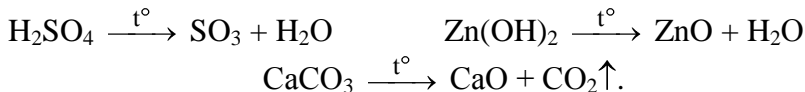
4) *Взаимодействие с основаниями.*



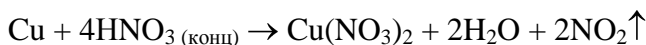
Способы получения. 1) *Взаимодействие простых и сложных веществ с кислородом.* При окислении кислородом органических и неорганических веществ можно получить оксиды.

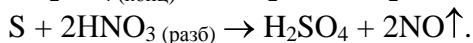
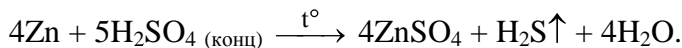


2) *Разложение неорганических сложных веществ.* При нагревании кислородсодержащих кислот, оснований и некоторых солей получают оксиды.

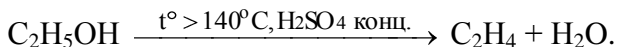


3) *Взаимодействие кислот-окислителей по аниону (HNO_3 , концентрированной H_2SO_4) с металлами и неметаллами.*





4) *Из органических веществ.* Продуктами некоторых реакций органических веществ являются оксиды.



1.2. Кислоты

Кислоты – это сложные вещества, состоящие из одного или нескольких атомов водорода и кислотного остатка. Общая формула кислот H_nA , где А – кислотный остаток. Кислоты (с точки зрения электролитической диссоциации) представляют собой электролиты, диссоциирующие в водных растворах на катионы водорода H^+ и анионы кислотного остатка.

Номенклатура. Названия кислот и их солей приведены в *таблице 1.2.*

Классификация. По наличию (отсутствию) кислорода в составе кислот они подразделяются на *кислородсодержащие* (например, H_3PO_4 и H_2SO_4) и *бескислородные* (например, HCl и HBr). По основности (числу ионов H^+ , образующихся при полной диссоциации, или количеству ступеней диссоциации) кислоты делятся на *одноосновные* (если образуется один ион H^+ (одна ступень диссоциации): $\text{HCl} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{Cl}^-$) и *многоосновные – двухосновные* (если образуются два иона H^+ (две ступени диссоциации): $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightleftharpoons 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$), *трехосновные* (если образуются три иона H^+ (три ступени диссоциации): $\text{H}_3\text{PO}_4 \rightleftharpoons 3\text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-}$) и т.д.

Таблица 1.2 – Важнейшие кислоты и их соли

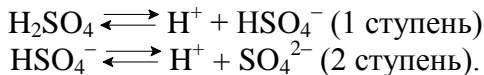
Кислота	Название кислоты	Кислотный остаток и его валентность	Название солей
HF	Фтороводородная (плавиновая)	F (I)	Фториды
HCl	Хлороводородная (соляная)	Cl (I)	Хлориды
HBr	Бромоводородная	Br (I)	Бромиды
HI	Йодоводородная	I (I)	Йодиды
H ₂ S	Сероводородная	S (II)	Сульфиды
H ₂ CO ₃	Угольная	CO ₃ (II)	Карбонаты
H ₂ SO ₃	Сернистая	SO ₃ (II)	Сульфиты
H ₂ SO ₄	Серная	SO ₄ (II)	Сульфаты
H ₂ SiO ₃	Метакремниевая (кремниевая)	SiO ₃ (II)	Метасиликаты (силикаты)
H ₄ SiO ₄	Ортокремниевая	SiO ₃ (IV)	Ортосиликаты
H ₃ PO ₃	Фосфористая	PO ₃ (III)	Фосфиты
HPO ₃	Метафосфорная	PO ₃ (I)	Метафосфаты
H ₃ PO ₄	Ортофосфорная (фосфорная)	PO ₄ (III)	Ортофосфаты (фосфаты)
HNO ₂	Азотистая	NO ₂ (I)	Нитриты
HNO ₃	Азотная	NO ₃ (I)	Нитраты
HClO ₄	Хлорная	ClO ₄ (I)	Перхлораты

Физические свойства. Кислоты бывают газообразные, жидкие и твердые. Некоторые имеют запах и цвет. Кислоты отличаются различной растворимостью в воде.

Химические свойства кислот (см. таблицу А.2 приложения).



Многоосновные кислоты диссоциируют по ступеням (в основном по первой).

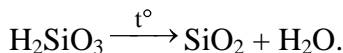


2) *Взаимодействие с индикаторами.*

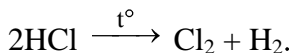
индикатор + H^+ (*кислота*) \longrightarrow окрашенное соединение.

Фиолетовый лакмус и оранжевый метилоранж окрашиваются в кислых средах в розовый цвет, бесцветный раствор фенолфталеина не меняет своей окраски.

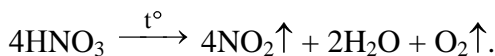
3) *Разложение.* При разложении кислородсодержащих кислот получают кислотный оксид и вода.



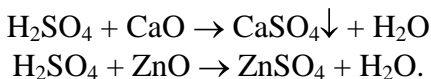
Бескислородные кислоты распадаются на простые вещества:



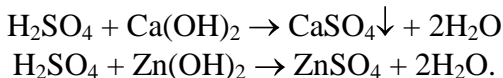
Кислоты-окислители по аниону разлагаются сложнее:



4) *Взаимодействие с основными и амфотерными оксидами.*



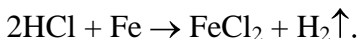
5) *Взаимодействие с основаниями и амфотерными гидроксидами.*



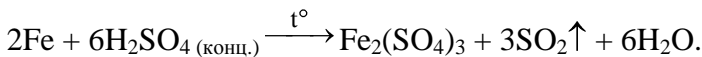
б) *Взаимодействие с металлами.*

а) Кислоты-окислители по H^+ (HCl , HBr , HI , HClO_4 , разбавленная H_2SO_4 , H_3PO_4 и др.). В реакцию вступают металлы, расположенные в ряду активности (ряду напряжений, ряду стандартных электродных потенциалов, ряду Бекетова) до водорода.

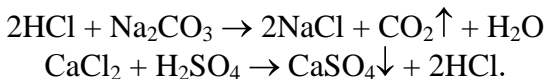
Li, Rb, K, Ba, Sr, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Cd, Co, Ni, Sn, Pb, H, Sb, Bi, Cu, Hg, Ag, Pd, Pt, Au



б) Кислоты-окислители по аниону (концентрированная H_2SO_4 , HNO_3 любой концентрации).

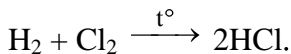


7) *Взаимодействие с солями. Реакция происходит, если соль образована более слабой или летучей кислотой, или если образуется осадок (см. таблицу А.3 приложения).*

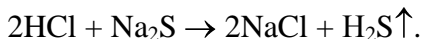


Получение. Бескислородные кислоты получают:

1) *Из неметаллов и водорода с последующим растворением образовавшегося газа в воде.*

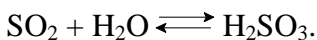


2) При действии сильных кислот на соли более слабых или летучих бескислородных кислот (см. таблицу А.3 приложения).

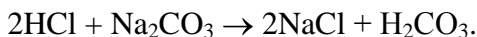


Кислородсодержащие кислоты получают:

1) Взаимодействием кислотного оксида и воды. Оксид кремния(IV) SiO_2 с водой не реагирует!



2) При действии сильных кислот на соли более слабых или летучих кислородсодержащих кислот.



1.3. Основания

Основания – сложные вещества, состоящие из атома металла и одной или нескольких гидроксильных групп. Общая формула оснований $\text{Me}(\text{OH})_n$. Основания (с точки зрения теории электролитической диссоциации) – это электролиты, диссоциирующие при растворении в воде с образованием катионов металла и гидроксид-ионов OH^- .

Номенклатура. Названия оснований составляют по следующей схеме:

Гидроксид	+	<i>название элемента в родительном падеже</i>	+	<i>(степень окисления элемента, если она переменная)</i>
------------------	---	---	---	--

Например, $\text{Fe}(\text{OH})_3$ – гидроксид железа(III); указана степень окисления железа, т.к. она переменная. NaOH –

гидроксид натрия; степень окисления натрия не указана, т.к. она постоянная.

Классификация. По растворимости в воде основания делят на *щелочи* (растворимые в воде основания) и *нерастворимые в воде основания*. Щелочи образуют щелочные и щелочно-земельные металлы, а также некоторые другие элементы-металлы. По кислотности (числу ионов OH^- , образующихся при полной диссоциации, или количеству ступеней диссоциации) основания подразделяют на *однокислотные* (при полной диссоциации получается один ион OH^- ; одна ступень диссоциации) и *многокислотные* (при полной диссоциации получается больше одного иона OH^- ; более одной ступени диссоциации). Среди многокислотных оснований различают *двухкислотные* (например, $\text{Sn}(\text{OH})_2$), *трехкислотные* ($\text{Fe}(\text{OH})_3$) и *четырёхкислотные* ($\text{Th}(\text{OH})_4$). Однокислотным является, например, основание KOH .

Выделяют группу гидроксидов, которые проявляют химическую двойственность. Они взаимодействуют как с основаниями, так и с кислотами. Это *амфотерные гидроксиды* (см. таблицу 1.3).

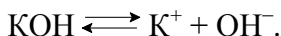
Таблица 1.3 – Амфотерные гидроксиды

Амфотерный гидроксид (основная и кислотная форма)	Кислотный остаток и его валентность	Состав комплексного иона при взаимодействии с растворами щелочей
$\text{Zn}(\text{OH})_2 / \text{H}_2\text{ZnO}_2$	ZnO_2 (II)	$[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$
$\text{Al}(\text{OH})_3 / \text{HAlO}_2$	AlO_2 (I)	$[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$, $[\text{Al}(\text{OH})_6]^{3-}$
$\text{Be}(\text{OH})_2 / \text{H}_2\text{BeO}_2$	BeO_2 (II)	$[\text{Be}(\text{OH})_4]^{2-}$
$\text{Sn}(\text{OH})_2 / \text{H}_2\text{SnO}_2$	SnO_2 (II)	$[\text{Sn}(\text{OH})_4]^{2-}$
$\text{Pb}(\text{OH})_2 / \text{H}_2\text{PbO}_2$	PbO_2 (II)	$[\text{Pb}(\text{OH})_4]^{2-}$
$\text{Fe}(\text{OH})_3 / \text{HFeO}_2$	FeO_2 (I)	$[\text{Fe}(\text{OH})_4]^-$, $[\text{Fe}(\text{OH})_6]^{3-}$
$\text{Cr}(\text{OH})_3 / \text{HCrO}_2$	CrO_2 (I)	$[\text{Cr}(\text{OH})_4]^-$, $[\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-}$

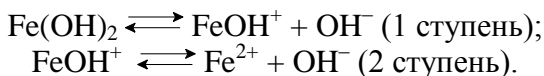
Физические свойства. Основания – твердые вещества¹ различных цветов и разной растворимости в воде.

Химические свойства оснований (см. таблицу А.2 приложения).

1) *Диссоциация.*



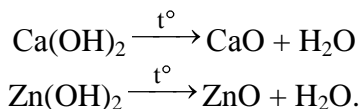
Многокислотные основания диссоциируют по нескольким ступеням (в основном диссоциация протекает по первой ступени). Например, двухкислотное основание $\text{Fe}(\text{OH})_2$ диссоциирует по двум ступеням.



2) *Взаимодействие с индикаторами* (щелочи окрашивают фиолетовый лакмус в синий цвет, метилоранж – в желтый, а фенолфталеин – в малиновый).

Индикатор + OH^- (*щелочь*) → окрашенное соединение.

3) *Разложение с образованием оксида и воды*¹ (см. таблицу 1.4). Гидроксиды щелочных металлов устойчивы к нагреванию (плавятся без разложения). Гидроксиды щелочно-земельных и тяжелых металлов обычно легко разлагаются. Исключение составляет $\text{Ba}(\text{OH})_2$, у которого $t_{\text{разл}}$ достаточно высока (примерно 1000 °С).

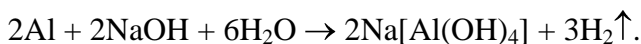


¹ Основание $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (условно NH_4OH – гидроксид аммония) существует только в растворе. При нагревании оно распадается на аммиак NH_3 и воду.

Таблица 1.4 – Температуры разложения некоторых гидроксидов металлов

Гидроксид	$t_{\text{разл.}}^{\circ}\text{C}$	Гидроксид	$t_{\text{разл.}}^{\circ}\text{C}$	Гидроксид	$t_{\text{разл.}}^{\circ}\text{C}$
LiOH	925	Cd(OH) ₂	130	Au(OH) ₃	150
Be(OH) ₂	130	Pb(OH) ₂	145	Al(OH) ₃	>300
Ca(OH) ₂	580	Fe(OH) ₂	150	Fe(OH) ₃	500
Sr(OH) ₂	535	Zn(OH) ₂	125	Bi(OH) ₃	100
Ba(OH) ₂	1000	Ni(OH) ₂	230	In(OH) ₃	150

4) *Взаимодействие щелочей с металлами, которым соответствуют амфотерные оксиды и гидроксиды (например, Be, Al и Zn). Если реакция протекает в растворе, то образуется комплексное соединение (см. таблицу 1.3).*

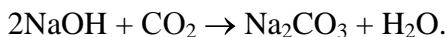


При сплавлении: $2\text{Al} + 2\text{NaOH} + 2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{t^{\circ}} 2\text{NaAlO}_2 + 3\text{H}_2\uparrow.$

5) *Взаимодействие щелочей с неметаллами.*

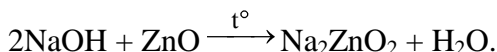


6) *Взаимодействие щелочей с кислотными и амфотерными оксидами.*

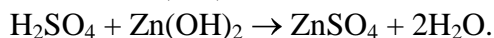
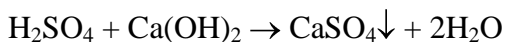


В растворе: $2\text{NaOH} + \text{ZnO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4].$

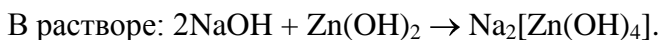
При сплавлении с амфотерным оксидом:



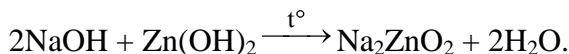
7) *Взаимодействие оснований с кислотами.*



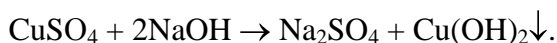
8) *Взаимодействие щелочей с амфотерными гидроксидами (см. таблицу 1.3).*



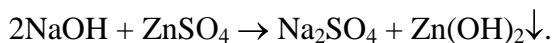
При сплавлении:



9) *Взаимодействие щелочей с солями. В реакцию вступают соли, которым соответствуют нерастворимые в воде основания.*

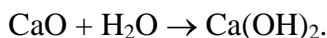


Получение. Нерастворимые в воде основания получают путем взаимодействия соответствующей соли со щелочью.

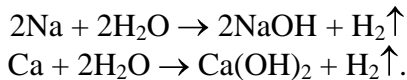


Щелочи получают:

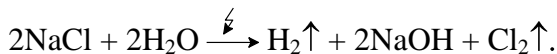
1) *Взаимодействием оксида металла с водой.*



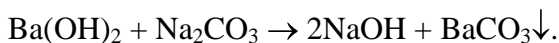
2) *Взаимодействием щелочных и щелочно-земельных металлов с водой.*



3) *Электролизом растворов солей.*



4) *Обменным взаимодействием гидроксидов щелочно-земельных металлов с некоторыми солями. В ходе реакции должна обязательно получаться нерастворимая соль.*



1.4. Соли

Соли – это сложные вещества, состоящие из одного (нескольких) атомов металла (или более сложных катионных групп, например, аммонийных групп NH_4^+ , гидроксированных групп $\text{Me}(\text{OH})_n^{m+}$) и одного (нескольких) кислотных остатков. Общая формула солей Me_nA_m , где А – кислотный остаток. Соли (с точки зрения диссоциации) представляют собой электролиты, диссоциирующие в водных растворах на катионы металла (или более сложные катионы) и анионы кислотного остатка.

Классификация. По составу соли подразделяют на *средние (нормальные), кислые (гидросоли), основные (гидроксосоли), двойные, смешанные и комплексные* (см. таблицу 1.5).

Таблица 1.5 – Классификация солей по составу

Вид соли	Определение	Примеры
<i>Средние (нормальные)</i>	Продукт полного замещения атомов водорода в кислоте на атомы одного и того же металла	AlCl_3 Na_2SO_4
<i>Кислые (гидросоли)</i>	Продукт неполного замещения атомов водорода в кислоте на металл	KHSO_4 NaHCO_3
<i>Основные (гидроксоли)</i>	Продукт неполного замещения OH -групп основания на кислотный остаток	FeOHCl MgOHBr
<i>Двойные</i>	Содержат атомы двух разных металлов и один кислотный остаток	KNaSO_4 LiNaCO_3
<i>Смешанные</i>	Содержат атомы одного и того же металла и несколько кислотных остатков	CaClBr MgFCl
<i>Комплексные</i>	Комплекс – сложная частица, состоящая из более простых частиц, способных к самостоятельному существованию	$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ $\text{K}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$

Номенклатура. Названия средних солей составляют по следующей схеме (см. таблицу 1.2):

<i>Название соли</i>	+	<i>название металла в родительном падеже</i>	+	<i>(степень окисления металла, если она переменная)</i>
----------------------	---	--	---	---

Например, FeCl_3 – *хлорид железа(III)*; указана степень окисления железа, т.к. она переменная. Na_2SO_4 – *сульфат*

натрия; степень окисления натрия не указана, т.к. она постоянная.

К названиям кислых солей добавляют приставку *гидро-*. Если атомов водорода в кислотном остатке несколько, то их количество указывают умножающими приставками – *ди-* (два атома водорода), *три-* (три атома водорода) и т.д., которые записывают перед приставкой *гидро-*. Например, KHSO_4 – *гидросульфат калия*, KH_2PO_4 – *дигидрофосфат калия*.

К названиям основных солей добавляют приставку *гидроксо-*. Если OH-групп в составе соли несколько, то их количество указывают умножающими приставками, которые записывают перед приставкой *гидроксо-*. Например, FeOHCl_2 – *гидроксохлорид железа(III)*, $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{Cl}$ – *дигидроксохлорид железа(III)*.

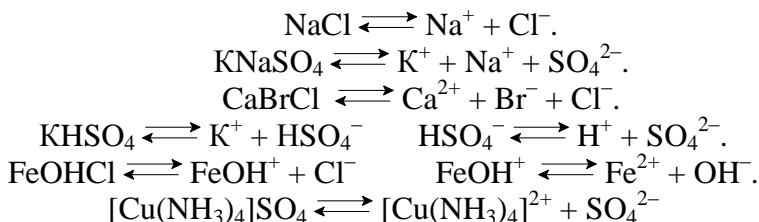
В названиях двойных солей металлы перечисляются по алфавиту через дефис. В названиях смешанных солей кислотные остатки перечисляются аналогично. Например, KNaSO_4 – *сульфат калия-натрия*, CaBrCl – *бромид-хлорид кальция*.

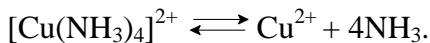
Некоторые соли имеют тривиальные названия. Например, кристаллогидрат сульфата магния $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ называют еще *горькой солью*.

Физические свойства. Соли – это кристаллические вещества разных цветов и разной растворимости в воде.

Химические свойства (см. *таблицу А.2* приложения).

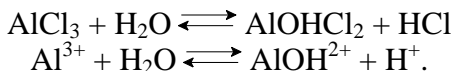
1) *Диссоциация*. Средние, двойные и смешанные соли диссоциируют одноступенчато. У кислых и основных солей диссоциация происходит ступенчато.



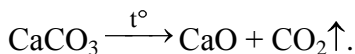


2) *Взаимодействие с индикаторами.* В результате гидролиза в растворах некоторых солей накапливаются ионы H^+ (кислая среда) или ионы OH^- (щелочная среда). *Гидролизу подвергаются растворимые соли, образованные хотя бы одним слабым электролитом.* Растворы таких солей взаимодействуют с индикаторами.

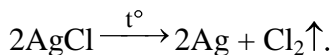
Индикатор + H^+ (OH^-) \rightarrow окрашенное соединение.



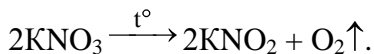
3) *Разложение при нагревании.* При нагревании некоторых кислородсодержащих солей они разлагаются на оксид металла и кислотный оксид.



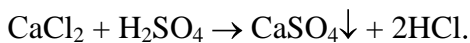
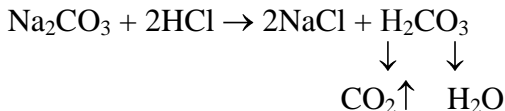
Соли бескислородных кислот при нагревании могут распадаться на простые вещества.



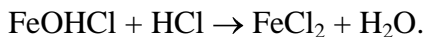
Соли, образованные кислотами-окислителями по аниону, разлагаются сложнее.



4) *Взаимодействие с кислотами.* Реакция происходит, если соль образована более слабой или летучей кислотой, или если образуется осадок (см. таблицу А.3 приложения).



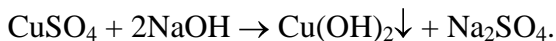
Основные соли при действии кислот переходят в средние.



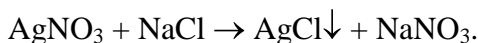
Средние соли, образованные многоосновными кислотами, при взаимодействии с ними образуют кислые соли.



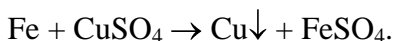
5) *Взаимодействие со щелочами. Со щелочами реагируют соли, катионам которых соответствуют нерастворимые основания.*



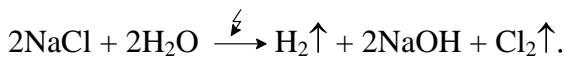
6) *Взаимодействие друг с другом. Реакция происходит, если взаимодействуют растворимые соли и при этом образуется осадок.*



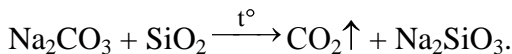
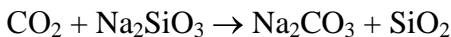
7) *Взаимодействие с металлами. Каждый предыдущий металл в ряду напряжений вытесняет последующий за ним из раствора его соли (см. таблицу А.3 приложения).*



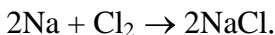
8) *Электролиз* (разложение под действием постоянного электрического тока). Соли подвергаются электролизу в растворах и расплавах.



9) *Взаимодействие с кислотными оксидами.*



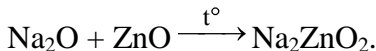
Получение. 1) *Взаимодействием металлов с неметаллами.*



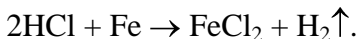
2) *Взаимодействием основных и амфотерных оксидов с кислотными оксидами.*



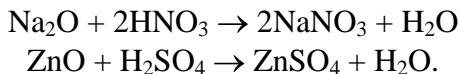
3) *Взаимодействием основных оксидов с амфотерными оксидами.*



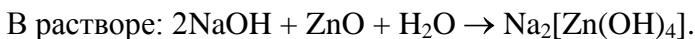
4) *Взаимодействием металлов с кислотами* (см. таблицу А.3 приложения).



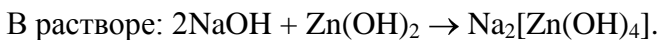
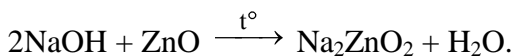
5) *Взаимодействием основных и амфотерных оксидов с кислотами.*



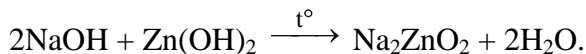
6) *Взаимодействием амфотерных оксидов и гидроксидов со щелочами.*



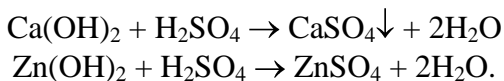
При сплавлении с амфотерным оксидом:



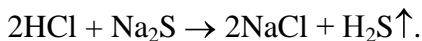
При сплавлении:



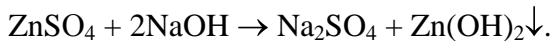
7) *Взаимодействием гидроксидов металлов с кислотами.*



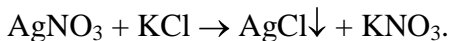
8) *Взаимодействием кислот с солями.*



9) *Взаимодействием солей со щелочами.*



10) *Взаимодействием солей друг с другом.*



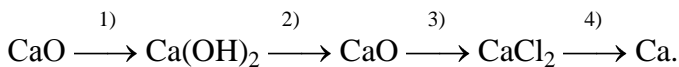
1.5. Генетическая связь между классами неорганических соединений

Между классами неорганических соединений осуществляется генетическая связь.

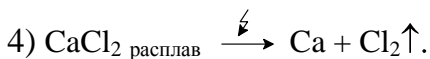
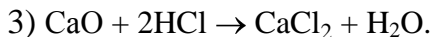
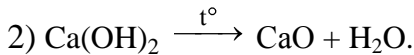
Неметалл → Кислотный оксид → Кислота → Соль.

Металл → Основной оксид → Основание → Соль.

Пример. Напишите уравнения реакций для превращений, приведенных ниже.



Решение. 1) $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2.$



2. ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНАЯ ЧАСТЬ. ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА ПО ТЕМЕ «КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ»

2.1. Цель работы

Экспериментально проверить химические свойства основных классов неорганических соединений. Познакомиться с некоторыми физическими свойствами и способами получения неорганических соединений.

2.2. Оборудование и материалы

Гранулированный цинк, оксид магния, 1 М раствор NaOH, 1 М раствор HCl, 0,5 н. раствор NiSO₄, 10 % раствор Na₂CO₃, пробирки, пипетка.

2.3. Ход работы

Опыт 1. *Взаимодействие оксидов с кислотами.* Поместите в пробирку немного оксида магния так, чтобы он покрыл ее дно. Прилейте к нему 1 мл соляной кислоты. *Соблюдайте осторожность!* Опишите свои наблюдения и составьте уравнение реакции.

Опыт 2. *Взаимодействие металлов с кислотами.* Поместите в пробирку гранулу цинка и прилейте 1 мл соляной кислоты. *Соблюдайте осторожность!* Опишите свои наблюдения и составьте уравнение реакции.

Опыт 3. *Взаимодействие солей с основаниями.* Налейте в пробирку 1 мл раствора NiSO₄ и добавьте к нему 1-2 капли раствора NaOH. *Соблюдайте осторожность!* Опишите свои наблюдения и составьте уравнение реакции.

Опыт 4. *Взаимодействие солей с кислотами.* Налейте в пробирку 1 мл раствора Na₂CO₃ и добавьте к нему 1-2 капли

соляной кислоты. *Соблюдайте осторожность!* Опишите свои наблюдения и составьте уравнение реакции.

3. ЗАДАЧИ И ВОПРОСЫ К ПО ТЕМЕ «КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ»

3.1. Вопросы для защиты лабораторной работы

1. Понятия «оксид», «кислотный оксид», «основной оксид», «амфотерный оксид», «кислота», «основание», «щелочь» и «соль».

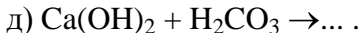
2. Номенклатура, классификация, свойства, способы получения оксидов, кислот, оснований и солей.

3.2. Типовые задачи

1. Напишите уравнения реакций для превращений, приведенных ниже.



2. Закончите уравнения реакций:



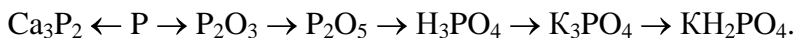
3. Напишите уравнения реакций для превращений, приведенных ниже.



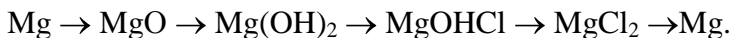
4. Закончите уравнения реакций:

- а) $\text{FeO} + \text{H}_2 \rightarrow \dots$;
- б) $\text{CuCl}_2 + \text{Fe} \rightarrow \dots$;
- в) $\text{K} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$;
- г) $\text{Zn} + \text{HCl} \rightarrow \dots$;
- д) $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{HCl} \rightarrow \dots$.

5. Напишите уравнения реакций для превращений, приведенных ниже.



6. Напишите уравнения реакций для превращений, приведенных ниже.



7. Закончите уравнения реакций:

- а) $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \dots$;
- б) $\text{MgOHCl} + \text{HCl} \rightarrow \dots$;
- в) $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$;
- г) $\text{FeCl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \dots$;
- д) $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4$ (избыток) $\rightarrow \dots$.

8. Закончите уравнения реакций:

- а) $\text{CO}_2 + \text{CaO} \rightarrow \dots$;
- б) $\text{NaHCO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \dots$;
- в) $\text{H}_2\text{SiO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow$;
- г) $\text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{HBr}$ (недостаток) $\rightarrow \dots$.

9. Назовите вещества:

- а) $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$;
- б) MgOHF ;

- в) P_2O_5 ; г) $FeCl_2$;
д) $NaHSO_3$; е) $Fe(OH)_2Cl$.

10. Назовите вещества:

- а) $Ba(HSO_3)_2$; б) $AlONCl_2$;
в) SO_3 ; г) $CuCl_2$;
д) $NaHS$; е) K_2HPO_4 .

БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

1. Угай Я.А. Общая и неорганическая химия: учебник для вузов. – 2-е изд., испр. / Я.А. Угай. – М.: Высш. шк., 2000. – 527 с.
2. Рабинович В.А. Краткий химический справочник / В.А. Рабинович, З.Я. Хавин; под ред. А.А. Потехина, А.И. Ефимова. – Л.: Химия, 1991. – 432 с.
3. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии: учеб.-практ. пособие / Н.Л. Глинка; под ред. В.А. Попкова, А.В. Бабкова. – 14-е изд. – М.: Юрайт, 2017. – 236 с.
4. Atomic weights of the elements 2013 (IUPAC Technical Report) / J. Meija, T.B. Coplen, M. Berglund [et al.] // Pure Appl. Chem. – 2016. – Vol. 88, № 3. – P. 265–291.
5. Глинка Н.Л. Общая химия / Н.Л. Глинка. – М.: Юрайт, 2013. – 914 с.

ПРИЛОЖЕНИЕ А

Таблица А.1 – Оформление титульного листа и структура отчета по лабораторной работе

	<p>Лабораторная работа № __ «Название лабораторной работы»</p>				
	<table border="1" style="margin-left: auto; margin-right: 0;"> <tr> <th style="padding: 2px;">Дата</th> <th style="padding: 2px;">Выполнена</th> </tr> <tr> <td style="padding: 2px;">01.01.01</td> <td style="padding: 2px;"><i>Подпись преподавателя</i></td> </tr> </table>	Дата	Выполнена	01.01.01	<i>Подпись преподавателя</i>
Дата	Выполнена				
01.01.01	<i>Подпись преподавателя</i>				

№ опыта	Название опыта	Наблюдения и выводы	Уравнения реакций, рисунки, таблицы, формулы, вычисления
1	2	3	4
3 клетки ↔	8 клеток ↔	До разворота тетради ↔ <i>Разворот тетради</i>	Поле всей страницы ←—————→ <i>Разворот тетради</i>

Без полей

Без полей

Таблица А.2 – Взаимодействие между классами неорганических соединений

	Кислотные оксиды	Основные оксиды	Амфотерные оксиды	Кислоты	Основания	Соли
Кислотные оксиды	–	Соль	Соль	–	Соль+вода	Соль+кислотный оксид
Основные оксиды	Соль	–	Соль	Соль+вода	–	–
Амфотерные оксиды	Соль	Соль	–	Соль+вода	Соль+вода или комплексная соль	–
Кислоты	–	Соль+вода	Соль+вода	–	Соль+вода	Соль+кислота
Основания	Соль+вода	–	Соль+вода или комплексная соль	Соль+вода	–	Основание+соль
Соли	Соль+кислотный оксид	–	–	Соль+кислота	Основание+соль	Соль+соль

Таблица А.3 – Ряды активности металлов и силы кислот

<i>Ряд активности металлов</i>
Li, Rb, K, Ba, Sr, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Cd, Co, Ni, Sn, Pb, <u>H</u>, Sb, Bi, Cu, Hg, Ag, Pd, Pt, Au
<i>Ряд силы кислот</i>
HI > HBr > HClO₄ > HCl > H₂SO₄ > HNO₃ > сильные кислоты
> H₂SO₃ ≈ H₃PO₃ > H₃PO₄ > HF > HNO₂ > кислоты средней силы
> CH₃COOH > H₂CO₃ > H₂S > H₂SiO₃ ≈ H₄SiO₄ слабые кислоты


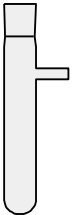
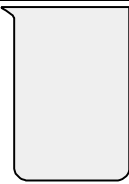
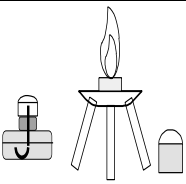
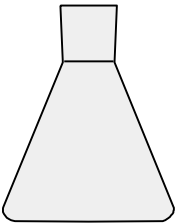
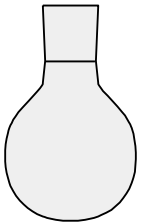
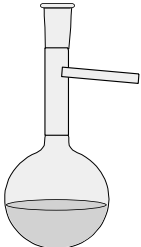
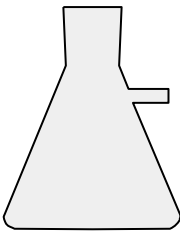


Таблица А.4 – Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева

Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева																																									
I		II		III		IV		V		VI		VII (H)		VIII																											
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18																								
1	H 1,00794 водород	2	He 4,002602 гелий																																						
2	Li 6,941 литий	3	Be 9,01218 бериллий	4	B 10,811 бор	5	C 12,011 углерод	6	N 14,0067 азот	7	O 15,9994 кислород	8	F 18,998403 фтор	9	Ne 20,179 неон																										
3	Na 22,98977 натрий	10	Mg 24,305 магний	11	Al 26,98154 алюминий	12	Si 28,0855 кремний	13	P 30,97376 фосфор	14	S 32,066 сера	15	Cl 35,453 хлор	16	Ar 39,948 аргон																										
4	K 39,0983 калий	19	Ca 40,078 кальций	20	Sc 44,95591 скандий	21	Ti 47,88 титан	22	V 50,9415 ванадий	23	Cr 51,9961 хром	24	Mn 54,9380 марганец	25	Fe 55,847 железо	26	Ni 58,9332 никель	27	Co 58,9332 кобальт	28	Ni 58,69 никель																				
5	Rb 85,4678 рубидий	37	Sr 87,62 стронций	38	Y 88,9059 иттрий	39	Zr 91,224 цирконий	40	Nb 92,9064 ниобий	41	Mo 95,94 молибден	42	Tc [98] технеций	43	Ru 101,07 рутений	44	Rh 102,9055 родий	45	Pd 106,42 палладий																						
6	Cs 132,9054 цезий	55	Ba 137,33 барий	56	La* 138,9055 лантан	57	Hf 178,49 гафний	72	Ta 180,9479 тантал	73	W 183,85 вольфрам	74	Re 186,207 рений	75	Os 190,2 осмий	76	Pt 195,08 платина	77	Au 196,9665 золото	78	Hg 200,59 ртуть	79	Tl 204,383 таллий	80	Pb 207,2 свинец	81	Bi 208,9804 висмут	82	Po [209] полоний	83	At [210] астат	84	Rn [222] радон								
7	Fr [223] франций	87	Ra [226] радий	88	Ac** [227] актиний	89	Th [232] торий	90	Pa [231] протактиний	91	U [238] уран	92	Np [237] нептуний	93	Pu [244] плутоний	94	Am [243] амерций	95	Cm [247] курий	96	Bk [247] берклий	97	Cf [251] калифорний	98	Es [252] езербий	99	Fm [257] фермий	100	Md [288] менделеевий	101	No [289] нобелий	102	Lr [260] луэций								
8	Pr 140,9077 примаксий	59	Nd 144,24 неодим	60	Pm [145] прометий	61	Sm 150,36 самарий	62	Eu 151,96 европий	63	Gd 157,25 гадолиний	64	Tb 158,9254 тербий	65	Dy 162,50 диurioний	66	Ho 164,9304 гольмий	67	Er 167,26 эрбий	68	Tm 168,9342 тулий	69	Yb 173,04 ytterбий	70	Lu 174,967 лютеций																
9	Th 232,0381 торий	90	Pa [231] протактиний	91	U [238] уран	92	Np [237] нептуний	93	Pu [244] плутоний	94	Am [243] амерций	95	Cm [247] курий	96	Bk [247] берклий	97	Cf [251] калифорний	98	Es [252] езербий	99	Fm [257] фермий	100	Md [288] менделеевий	101	No [289] нобелий	102	Lr [260] луэций														

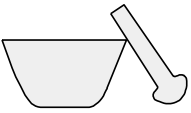
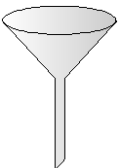

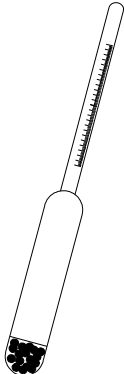
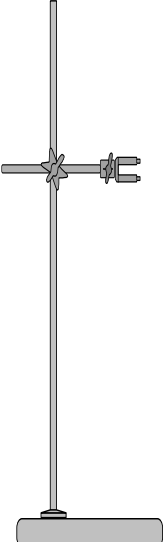
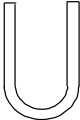
* ЛАНТАНОИДЫ

** АКТИНОИДЫ

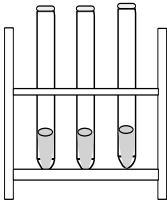
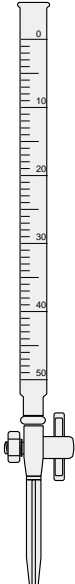
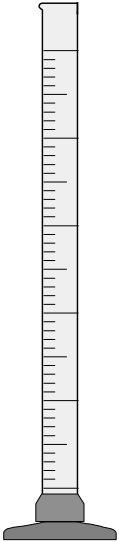
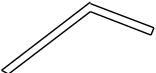
Таблица А.6 – Химическая посуда и оборудование

Рисунок	Наименование	Рисунок	Наименование
1	2	3	4
	Пробирка		Пробирка с боковым отводом
	Химический стакан		Спиртовки
	Коническая плоскодонная колба (колба Эрленмейера)		Круглодонная колба
	Круглодонная колба с боковым отводом (колба Вюрца)		Толстостенная коническая колба для фильтрации под пониженным давлением (колба Бунзена)
	Фарфоровая чашка для выпаривания		Часовое стекло

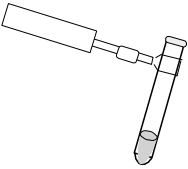
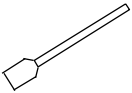
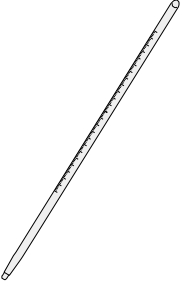
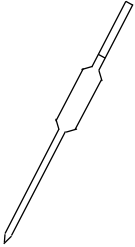
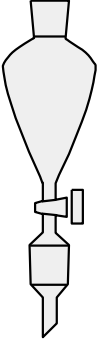
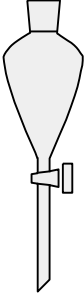
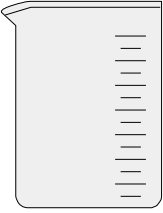
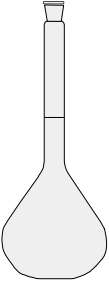
Продолжение таблицы А.6

1	2	3	4
	Фарфоровая ступка с пестиком		Коническая воронка
	Стекло́нная палочка		Ареометр
	Лабораторный штатив		U-образная трубка



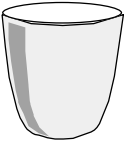
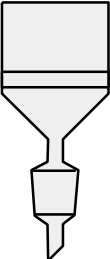
Продолжение таблицы А.6

1	2	3	4
	Штатив для пробирок		Бюретка
	Мерный цилиндр		Газоотводная трубка

Продолжение таблицы А.6

1	2	3	4
	Пробирко-держатель		Шпатель
	Пипетка переменного объема		Пипетка фиксированного объема (пипетка Мора)
	Капельная воронка		Делительная воронка
	Мерный стакан		Мерная колба

Продолжение таблицы А.6

1	2	3	4
	Холодильник		Термометр
	Тигель		Фильтр Шотта

Учебное издание

**КЛАССЫ
НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ**

Учебно-методическое пособие

Составитель: **Яковишин** Леонид Александрович

В авторской редакции

Изд. № 117/18. Объем 2,5 п.л.
РИИЦМ ФГАОУ ВО «Севастопольский государственный университет»