

Li Be B C
A.M.Сыркин, Л.Н.Зорина
Na Mg Al Si
K Ca HCl Ti
Cu Zn Ca Ge
Fe Re Os Ir
Sg Bh Hs Mt
УФА 2006

**КЛАССИФИКАЦИЯ
И НОМЕНКЛАТУРА
НЕОРГАНИЧЕСКИХ
ВЕЩЕСТВ**

**Федеральное агентство по образованию
Государственное образовательное учреждение высшего
профессионального образования
«УФИМСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ НЕФТЯНОЙ
ТЕХНИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ»**

А.М. Сыркин, Л.Н. Зорина

Классификация и номенклатура не- органических веществ

**Рекомендовано Министерством образования
Республики Башкортостан в качестве учебного пособия
для студентов технических университетов**

Уфа 2006

УДК 546(07)
ББК 24. 1я7
С 95

РЕЦЕНЗЕНТЫ:

Зав.кафедрой «Общая химия» Башкирского государственного медицин-
ского университета, д-р.хим..наук проф. Е.В.Пастушенко

Зав. кафедрой «Общая химия» Уфимской государственной академии
экономики и сервиса, канд. хим. наук И.П.Журкина

Сыркин А.М., Зорина Л.Н.

С95 Классификация и номенклатура неорганических веществ: учеб.пособие.-
Уфа: Изд-во УГНТУ, 2006.-71с.

ISBN 5-7831-0780-8

В данном пособии рассматриваются классы и номенклатура неорганиче-
ских веществ, приводятся способы получения и химические свойства оксидов,
оснований, кислот, солей. Пособие включает лабораторный практикум, вопро-
сы и задачи для самостоятельной работы и необходимые приложения. Пособие
рекомендуется для студентов технических университетов.

УДК 546(07)

ББК 24. 1я7

ISBN 5-7831-0780-8

© Уфимский государственный нефтяной
технический университет, 2006

© Сыркин А.М., Зорина Л.Н., 2006

ВВЕДЕНИЕ

Классификация неорганических веществ прошла долгий путь развития и складывалась постепенно, начиная с первых опытов алхимиков, вплоть до наших дней, когда ученые-химики получили в свое распоряжение совершенные физические приборы для исследования состава, строения и взаимодействия веществ.

Классификация неорганических веществ базируется на их *химическом составе* – наиболее простой и постоянной во времени характеристике. Химический состав вещества показывает, какие элементы присутствуют в нем и в каком числовом отношении для их атомов.

Символы и названия химических элементов приведены в периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева.

Элементы условно делятся на элементы с металлическими и неметаллическими свойствами. Первые из них всегда входят в состав к а т и о н о в многоэлементных веществ (*металлические* свойства), вторые – в состав а н и о н о в (*неметаллические* свойства). В соответствии с Периодическим законом в периодах и группах между этими элементами находятся амфотерные элементы, проявляющие одновременно в той или иной мере металлические и неметаллические (*амфотерные*, двойственные) свойства. Элементы VIIIA группы продолжают рассматривать отдельно (*благородные газы*), хотя для Kr, Xe и Rn обнаружены явно неметаллические свойства (элементы He, Ne, Ar химически инертны).

1. КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ

Классификация простых и сложных неорганических веществ приведена в сводной таблице.

Соответственно делению элементов классифицируют *простые вещества*, одноэлементные по составу и представляющие собой формы нахождения элементов в свободном виде.

Все двух- и многоэлементные вещества называют *сложными веществами*, а многоатомные простые вещества и все сложные вещества вместе – *химическими соединениями* (в них атомы одного или разных элементов соединены между собой химическими связями).

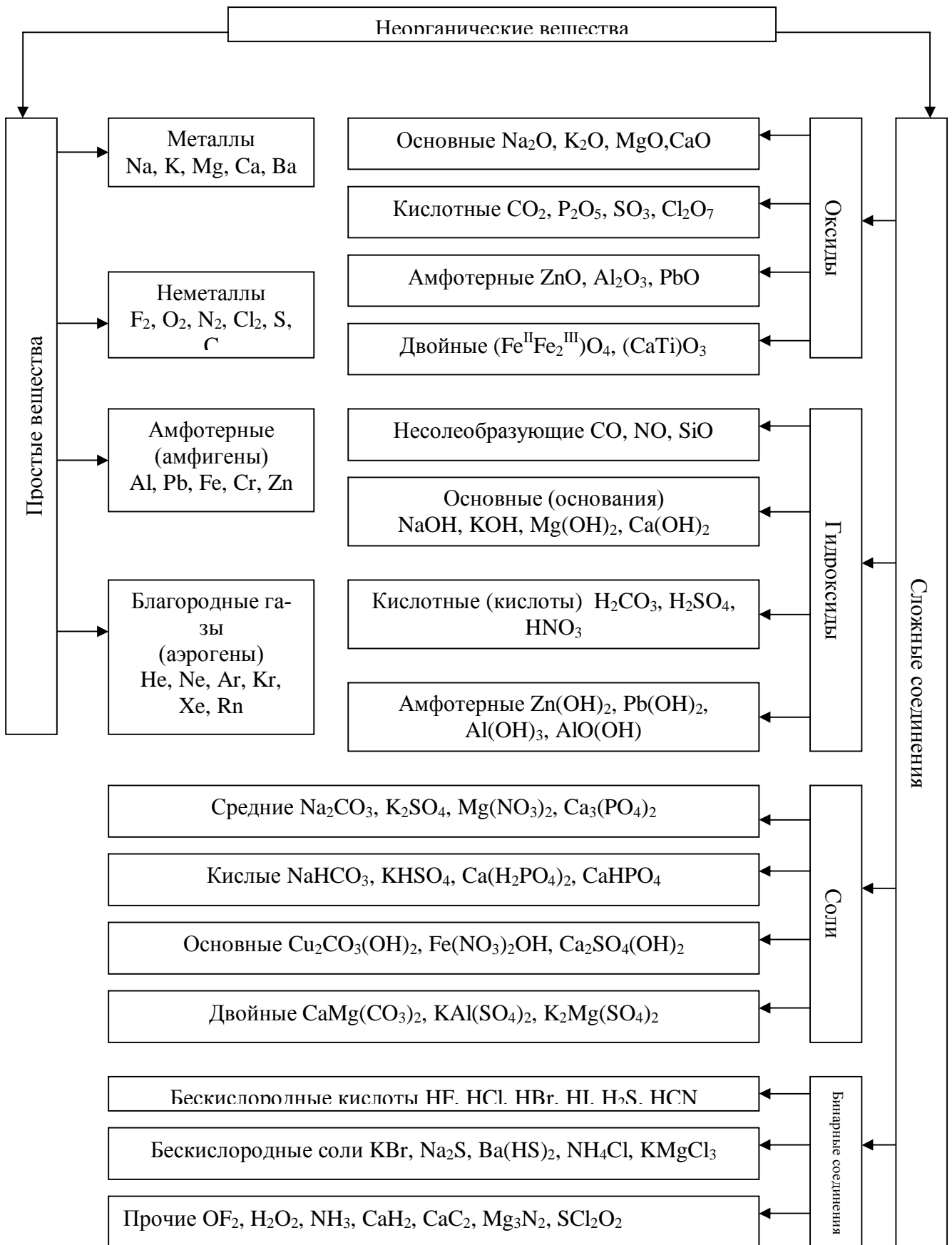
Классификация сложных веществ первых трех классов по составу основана на обязательном наличии в них самого распространенного в природе элемента – *кислорода* и на самом распространенном соединении кислорода – *воде*.

П е р в ы й класс сложных веществ – это *оксиды*, соединения катионов элементов (реальных или формальных) с кислородом ($-II$); их общая формула $Э_xO_y$. К оксидам не относятся соединения кислорода с фтором (простейшие из них $O^{+II}F_2^{-I}$), а также пероксиды и надпероксиды (Na_2O_2 , KO_2), включающие анионы из химически связанных атомов кислорода O_2^{2-} и O_2^- .

В т о р о й класс сложных веществ – *гидроксиды*, получающиеся при соединении оксидов с водой (чаще формально, реже реально). По химическим свойствам различают *кислотные* ($H_x ЭO_y$), *основные* и *амфотерные* $[M(OH)_n]$ гидроксиды, соответствующие кислотным, основным и амфотерным оксидам.

Т р е т и й класс сложных веществ – *соли*, продукты взаимодействия (реального и формального) гидроксидов. Разные типы гидроксидов реагируют между собой и образуют кислородосодержащие соли, имеющие общую формулу $M_x(ЭO_y)_n$ и состоящие из *катионов* M^{n+} и *анионов (кислотных остатков)* $ЭO_y^{x-}$. Такие соли называют *средними* солями, а если они содержат два химически разных катиона – *двойными*.

Сводная таблица классов веществ



При наличии водорода в составе кислотного остатка соли называются *кислыми*, а при наличии гидроксогрупп OH^- (иногда и ионов O^{2-}) – *основными солями*.

Четвертый класс сложных веществ – *бинарные соединения*, их существование и образование логически не вытекает из цепочки первых трех классов (оксиды \rightarrow гидроксиды \rightarrow соли).

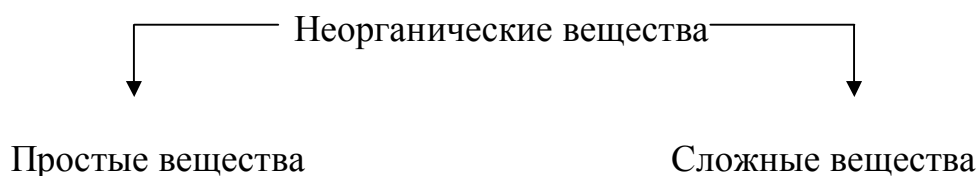
Классификация бинарных соединений не связана с наличием в них кислорода (-II) и не основана на соединении такого кислорода – воде.

Фактически это обширный класс неорганических сложных веществ, не относящихся к оксидам, гидроксидам и солям и имеющих разнообразные химические свойства.

Общая характеристика классов веществ

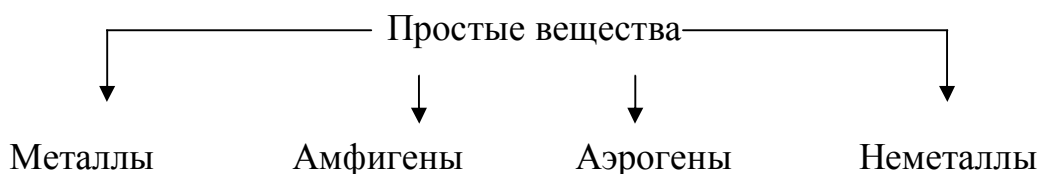
В соответствии со сводной таблицей классов веществ ниже приводятся определения классов неорганических веществ, их важнейшие химические свойства и способы получения.

Неорганические вещества – соединения, образуемые всеми химическими элементами (кроме большинства органических соединений углерода). Делятся по химическому составу:



1.1. Простые вещества образованы атомами одного элемента.

Делятся по химическим свойствам:



Металлы – простые вещества элементов с металлическими свойствами (низкая электроотрицательность). Типичные металлы:

IA-группа Li, Na, K, Rb, Cs

IIA-группа Mg, Ca, Sr, Ba

Металлы обладают высокой восстановительной способностью по сравнению с типичными неметаллами. В электрохимическом ряду напряжений они стоят значительно левее водорода, вытесняют водород из воды (магний – при кипячении):



Простые вещества элементов Cu, Ag и Ni также относят к металлам, так как у их оксидов CuO, Ag₂O, NiO и гидроксидов Cu(OH)₂, Ni(OH)₂ преобладают основные свойства.

Неметаллы – простые вещества элементов с неметаллическими свойствами (высокая электроотрицательность). Типичные неметаллы:

VIIA-группа F₂, Cl₂, Br₂, I₂

VI A-группа O₂, S, Se

VA-группа N₂, P, As

IV A-группа C, Si

Неметаллы обладают высокой окислительной способностью по сравнению с типичными металлами.

Амфигены – амфотерные простые вещества, образованные элементами с амфотерными (двойственными) свойствами (электроотрицательность промежуточная между металлами и неметаллами). Типичные амфигены:

IIA-группа Be

VI B-группа Cr

III B-группа Zn

III A-группа Al, Ga

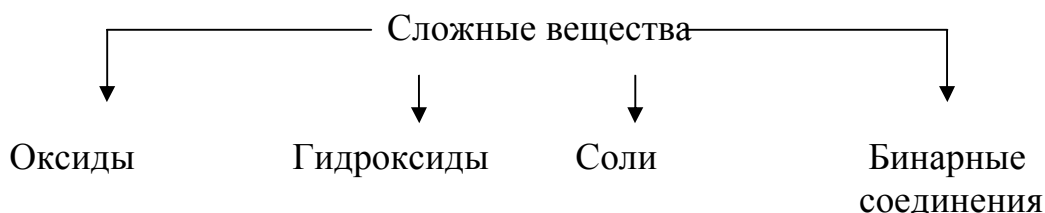
IV A-группа Ge, Sn, Pb

Амфигены обладают более низкой восстановительной способностью по сравнению с типичными металлами. В электрохимическом ряду напряжений они примыкают слева к водороду или стоят за ним справа.

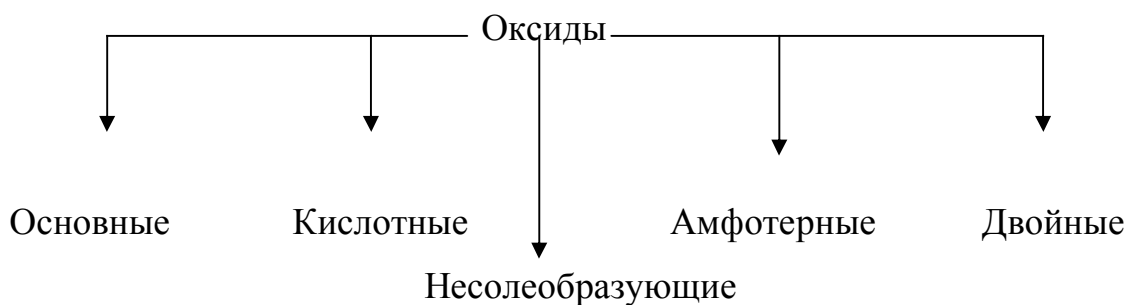
Аэрогены – благородные газы, одноатомные простые вещества элементов VIIIA-группы: He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn. Из них He, Ne и Ar химически пассивны (соединения с другими элементами не получены), а Kr, Xe и Rn проявляют некоторые свойства неметаллов с высокой электроотрицательностью.

1.2. Сложные вещества образованы атомами разных элементов.

Делятся по составу и химическим свойствам:



1.2.1. Оксиды – соединения элементов с кислородом, степень окисления кислорода в оксидах всегда равна (–II). Делятся по составу и химическим свойствам:



Элементы He, Ne и Ar соединений с кислородом не образуют. Соединения элементов с кислородом в других степенях окисления – это не оксиды, а бинарные соединения, например $O^{+II}F_2^{-I}$ и $H_2^{+I}O_2^{-I}$. Не относятся к оксидам и смешанные бинарные соединения $S^{+IV}Cl_2^{-I}O^{-II}$.

Причины разделения оксидов на основные, кислотные и амфотерные легче вскрываются в результате рассмотрения характера диссоциации их гидратов.

Это объяснение находит полное подтверждение, если рассмотреть его в связи с положением элементов в периодической системе. Так, у элементов начала каждого периода, т.е. у металлов I и II групп, диссоциация гидроксидов протекает по основному типу потому, что плотность заряда ионов этих металлов незначительна. При переходе в периоде слева направо заряд ионов элементов растет, а радиус уменьшается, потому что при этом же числе квантовых слоев атомы сжимаются вследствие увеличения заряда ядра. Плотность заряда возрастает и гидроксиды типичных металлов, расположенных в начале периода, обладают резко выраженными основными свойствами, а гидроксиды неметаллов – элементов, расположенных в конце каждого периода, диссоциируют по кислотному типу.

Ниже приведено изменение ионных радиусов элементов III периода в высшей степени окисления:

Элемент	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
Степень окисления	+1	+2	+3	+4	+5	+6	+7
Ионный радиус, Å	0,98	0,78	0,57	0,39	0,34	0,29	0,26

У гидроксидов элементов, находящихся в периодах между типичными металлами и активными неметаллами, постепенно уменьшается основной характер и возрастает кислотный характер диссоциации. Гидроксиды, образованные этими элементами, проявляют амфотерный характер, т.е. могут диссоциировать и как основания, и как кислоты. Например, $\text{Al}(\text{OH})_3$ является амфолитом с преобладанием основного свойства, гидроксид $\text{Si}(\text{OH})_4$ - амфолит с резко преобладающими кислотными свойствами, он образует в растворе кислородосодержащие анионы.

Также закономерно изменяется характер диссоциации гидроокисей в зависимости от положения элементов в каждой главной подгруппе периодической системы: кислотный характер диссоциации гидроокисей возрастает, если перемещаться по подгруппе снизу вверх, т.к. при одном и том же заряде ионов

элементов одной группы радиус их снизу вверх убывает (потому что уменьшается число квантовых слоев), а плотность заряда элемента возрастает.

Основные оксиды – продукты полной дегидратации (реальной или условной) основных гидроксидов, сохраняют химические свойства последних.

Из типичных металлов только Li, Mg, Ca и Sr образуют оксиды Li₂O, MgO, CaO и SrO при сжигании на воздухе; оксиды Na₂O, K₂O, Rb₂O, Cs₂O и BaO получают другими способами.

Оксиды CuO, Ag₂O и NiO также относят к основным.

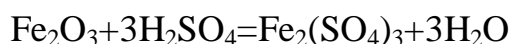
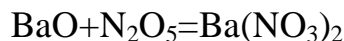
Химические свойства основных оксидов

Основные оксиды:

а) взаимодействуют *с водой* с образованием оснований:

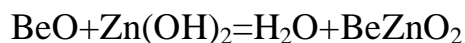
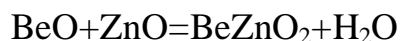


б) взаимодействуют *с кислотными оксидами и кислотами* с образованием солей:



в) взаимодействуют *с амфотерными оксидами и гидроксидами*, образуя соли:

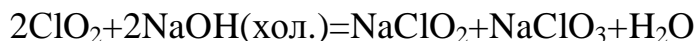
сплавление



Кислотные оксиды – продукты полной дегидратации (реальной или условной) кислотных гидроксидов, сохраняют химические свойства последних.

Из типичных неметаллов только S, Se, P, As, C и Si образуют оксиды SO₂, SeO₂, P₂O₅, As₂O₃, CO₂ и SiO при сжигании на воздухе; оксиды Cl₂O, Cl₂O₇, I₂O₅, SO₃, SeO₃, N₂O₃, N₂O₅ и As₂O₅ получают другими способами.

И с к л ю ч е н и е: у оксидов NO₂ и ClO₂ нет соответствующих кислотных гидроксидов, но их считают кислотными, так как NO₂ и ClO₂ реагируют со щелочами, образуя соли двух кислот, а ClO₂ - с водой, образуя две кислоты:

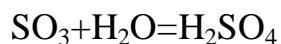


Оксиды CrO_3 и Mn_2O_7 (хром и марганец в высшей степени окисления) также являются кислотными.

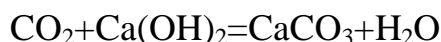
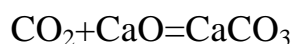
Химические свойства кислотных оксидов

Кислотные оксиды:

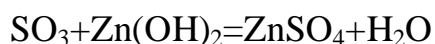
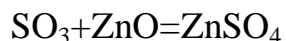
а) непосредственно соединяются с водой (за исключением SiO_2), образуя кислоты:



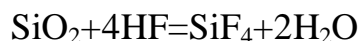
б) взаимодействуют с основными оксидами и гидроксидами, образуя соли:



в) реагируют с амфотерными оксидами и гидроксидами:



г) кислотные оксиды взаимодействуют и с кислотами, но при этом соли не образуют:



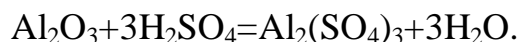
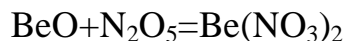
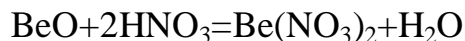
Амфотерные оксиды – продукты полной дегидратации (реальной или условной) амфотерных гидроксидов, сохраняют химические свойства амфотерных гидроксидов.

Типичные амфигены (кроме Ga) при сжигании на воздухе образуют оксиды BeO , Cr_2O_3 , ZnO , Al_2O_3 , GeO_2 , SnO_2 и PbO ; амфотерные оксиды Ga_2O_3 , SnO и PbO_2 получают другими способами.

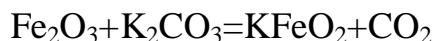
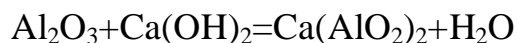
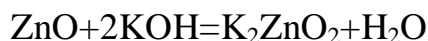
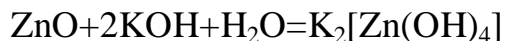
С водой непосредственно амфотерные оксиды не взаимодействуют.

Химические свойства амфотерных оксидов

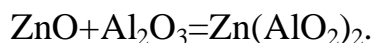
а) По отношению к кислотам и кислотным оксидам амфотерные оксиды ведут себя подобно *основным*, образуя с ними соли:



б) Амфотерные оксиды проявляют также *кислотные* свойства, взаимодействуя с водными растворами щелочей, при сплавлении с оксидами, гидроксидами или карбонатами активных металлов:



Следует отметить, что в одних амфотерных оксидах больше проявляется основной характер, в других – кислотный, в третьих основной и кислотный характер проявляются приблизительно одинаково. Из этого следует, что некоторые амфотерные оксиды могут вступать в реакции, взаимодействуя друг с другом, например:



Двойные оксиды – образованы либо атомами одного амфотерного элемента в разных степенях окисления, либо атомами двух разных (металлических, амфотерных) элементов, что и определяет их химические свойства. Примеры:



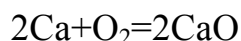
Оксид железа образуется при сгорании железа на воздухе, оксид свинца – при слабом нагревании свинца в кислороде; оксиды двух разных металлов получают другими способами.

Несолеобразующие оксиды – оксиды неметаллов, не имеющие кислотных гидроксидов и не вступающие в реакции солеобразования (отличие от основных, кислотных и амфотерных оксидов), например CO, NO, N₂O, SiO, S₂O.

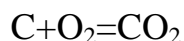
Получение оксидов

Оксиды получают несколькими способами.

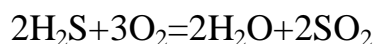
а) Взаимодействием простых веществ с кислородом:



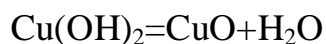
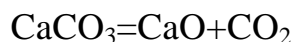
Простые вещества при нагревании часто окисляются с выделением света и теплоты. Такой процесс называют горением:



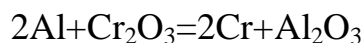
б) При окислении сложных веществ образуются оксиды элементов, входящих в состав исходного сложного вещества:



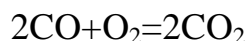
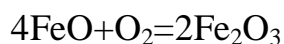
в) Разложением нитратов, карбонатов, гидроксидов:



г) Окислением металлов оксидами других элементов. На подобных реакциях основана металлотермия – восстановление металлов из их оксидов более активными металлами:

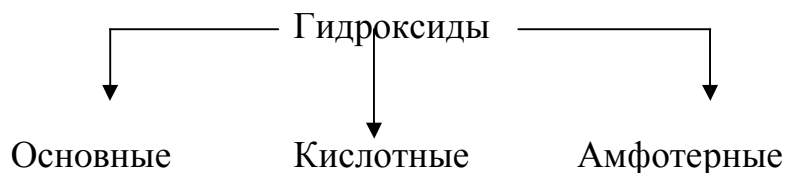


д) Разложением высших оксидов или доокислением низших оксидов:



1.2.2. Гидроксиды – соединения элементов (кроме фтора и кислорода) с гидроксогруппами O^{-II}H, могут содержать также кислород O^{-II}. В гидроксидах

степень окисления элемента всегда положительная (от +I до +VIII). Число гидроксогрупп от 1 до 6. Делятся по химическим свойствам:



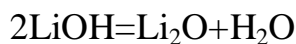
Основные гидроксиды (основания) образованы элементами с металлическими свойствами.

Получаются по реакциям соответствующих основных оксидов с водой:



И с к л ю ч е н и е: Гидроксиды $Mg(OH)_2$, $Cu(OH)_2$ и $Ni(OH)_2$ получают другими способами.

При нагревании реальная дегидратация (потеря воды) протекает для следующих гидроксидов:



Количество гидроксид-ионов в основании, которые способны замещаться кислотными остатками с образованием солей, определяет его *кислотность*. Поэтому основания могут быть однокислотными, двухкислотными, трехкислотными, четырехкислотными. Поскольку с увеличением степени окисления элемента основные свойства ослабевают, известно небольшое количество оснований с кислотностью больше трех.

Многокислотные основания диссоциируют ступенчато:



По растворимости в воде различают:

- а) основания, растворимые в воде, – щелочи. К ним относятся: $LiOH$, $NaOH$, $RbOH$, $CsOH$, $FrOH$, $Ca(OH)_2$, $Sr(OH)_2$, $Ba(OH)_2$, $Ra(OH)_2$, $TiOH$, NH_4OH , $[Cu(NH_3)_4](OH)_2$;

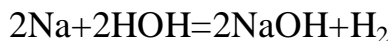
б) основания, не растворимые в воде, например, $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$ и др.

В водных растворах основания изменяют окраску индикаторов: фиолетовый лакмус синее, бесцветный фенолфталеин становится малиновым, метиловый оранжевый – желтым.

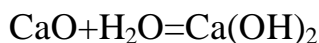
Все основания, как правило, вещества твердые, имеющие различную окраску; так, $\text{Cu}(\text{OH})_2$ голубого цвета, $\text{Fe}(\text{OH})_3$ красно-бурого.

Получение основных гидроксидов (оснований)

а) Взаимодействием активных металлов с водой:

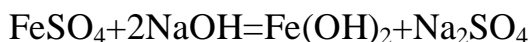
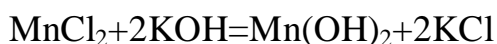


б) растворением в воде соответствующих оксидов:

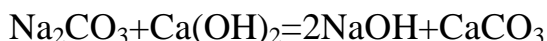


в) электролизом растворов солей (обычно галогенидов) активных металлов

г) нерастворимые в воде основания получают действием на их растворимые соли щелочами:

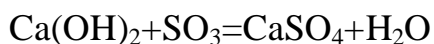
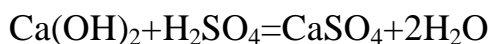


д) реакции взаимодействия растворов солей металлов со щелочами можно использовать и для получения некоторых щелочей:

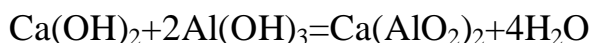
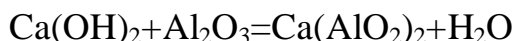


Химические свойства оснований

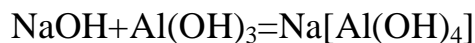
а) взаимодействуют с кислотами и кислотными оксидами, образуя соли:



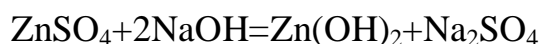
б) взаимодействуют с амфотерными оксидами и основаниями сплавлением:



в) при взаимодействии с амфотерными гидроксидами в растворе образуются комплексные соли:



г) растворимые основания взаимодействуют с солями, образуя новую соль и новое основание:



Кислотные гидроксиды (кислоты) образованы элементами с неметаллическими свойствами. Примеры:

Состав	$\text{CO}(\text{OH})_2$	$\text{NO}_2(\text{OH})$	$\text{PO}(\text{OH})_3$	$\text{SO}_2(\text{OH})_2$
Формула	H_2CO_3	HNO_3	H_3PO_4	H_2SO_4

При диссоциации в разбавленном водном растворе образуются катионы H^+ (точнее H_3O^+) и следующие анионы, или *кислотные остатки*:

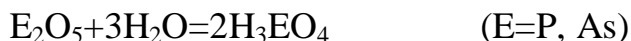
Кислота	H_2CO_3	HNO_3	H_3PO_4	H_2SO_4
Кислотные остатки	HCO_3^- CO_3^{2-}	NO_3^-	H_2PO_4^- HPO_4^{2-} PO_4^{3-}	SO_4^{2-}

Кислоты HNO_3 и H_2SO_4 называются *сильными*, а H_2CO_3 и H_3PO_4 – *слабыми*.

Получение кислот

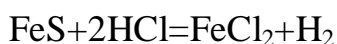
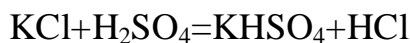
а) Кислоты можно получить по реакциям соответствующих кислотных оксидов с водой (ниже приведены реально протекающие реакции):



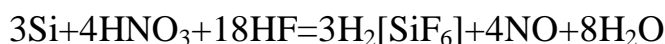


И с к л ю ч е н и е: оксиду SO_2 в качестве кислотного гидроксида соответствует полигидрат $\text{SO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ («сернистая кислота H_2SO_3 » не существует, но кислотные остатки HSO_3^- и SO_3^{2-} присутствуют в солях)

б) обменной реакцией между солями и кислотами. При этом кислоту нужно брать более сильную или менее летучую, чем кислота, которую получают:



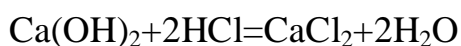
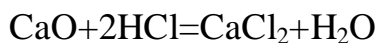
в) окислением простых веществ:



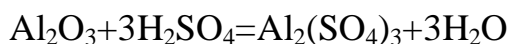
Химические свойства кислот

Кислоты обладают следующими химическими свойствами:

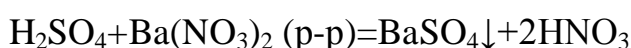
а) взаимодействуют с *основными оксидами и основаниями* (реакция нейтрализации) с образованием солей и воды:



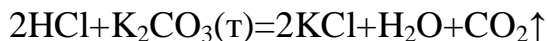
б) взаимодействуют с *амфотерными оксидами и гидроксидами*:



в) реагируют с *солями*. При взаимодействии кислот с солями необходимо учитывать, в каком агрегатном состоянии находится соль. Реакция с растворами солей протекает в том случае, если выпадает осадок или выделяется газ:

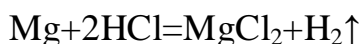
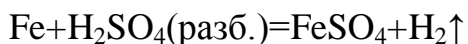


Для реакции с твердыми солями берут соль менее сильной кислоты:

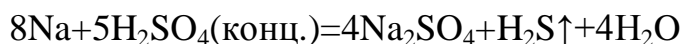
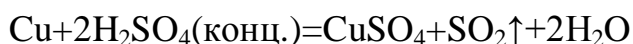


г) кислоты реагируют с *металлами*. Взаимодействие кислот с металлами зависит от концентрации кислоты и активности металла.

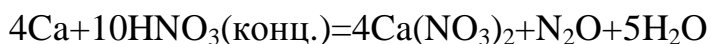
Разбавленные кислоты (кроме HNO_3) реагируют с металлами, которые стоят в ряду стандартных электродных потенциалов до водорода, при этом выделяется водород. Например:



H_2SO_4 (конц.) при нагревании реагирует со всеми металлами (кроме Pt и Au), при этом водород не выделяется, с тяжелыми металлами ($d > 5$) образуется сернистый газ – SO_2 , с более активными (легкими, $d < 5$) металлами сероводород – H_2S .



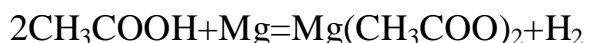
HNO_3 (конц.) с щелочными и щелочно-земельными металлами образует газ N_2O – оксид азота (I), с другими тяжелыми металлами NO_2 – оксид азота (IV), холодная HNO_3 (конц.) не реагирует с Fe, Al, Cr, Pt, Au:



HNO_3 (разб.) с активными металлами, а также с Zn, Fe, Sn взаимодействует с выделением газа NH_3 (аммиак) или образованием соли аммония $\text{NH}_3 + \text{HNO}_3 = \text{NH}_4\text{NO}_3$; с тяжелыми металлами ($d > 5$) образует газ NO - оксид азота (II):



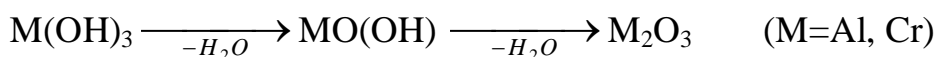
H_2CO_3 , H_2SO_3 , CH_3COOH – кислоты слабые, взаимодействуют только с активными металлами:



Амфотерные гидроксиды образованы элементами с амфотерными свойствами. Типичные амфотерные гидроксиды:



Не образуются из амфотерных оксидов и воды, но подвергаются реальной дегидратации и образуют амфотерные оксиды:



И с к л ю ч е н и е: для железа (III) известен только метгидроксид $\text{FeO}(\text{OH})$, «гидроксид железа (III) $\text{Fe}(\text{OH})_3$ » не существует (не получен).

Амфотерные гидроксиды проявляют свойства основных и кислотных гидроксидов; образуют два вида солей, в которых амфотерный элемент входит в состав либо катионов солей, либо их анионов.

Для элементов, имеющих несколько степеней окисления, действует правило: **чем выше степень окисления, тем более выражены кислотные свойства гидроксидов (и/или соответствующих оксидов).**

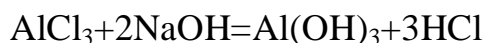
П р и м е р:

Cr^{II}	Cr^{III}	Cr^{VI}
$\text{Cr}(\text{OH})_2$	$\text{Cr}(\text{OH})_3, \text{CrO}(\text{OH})$	H_2CrO_4
основной гидроксид	амфотерные гидроксиды	хромовая кислота

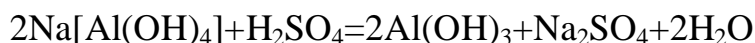
Методы получения

Амфотерные гидроксиды получают:

а) взаимодействием солей со щелочами в эквивалентных количествах:



б) действием сильной кислоты на соль, в которой металл, образующий амфотерный гидроксид, входит в состав аниона:

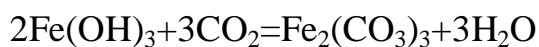
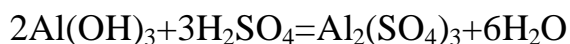


Поскольку амфотерные гидроксиды растворяются в кислотах, необходимо действовать на соль эквивалентным количеством кислоты по отношению к металлу.

Химические свойства

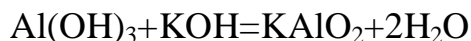
Амфотерные гидроксиды

- а) взаимодействуют с кислотами и кислотными оксидами, проявляя свойства оснований:



- б) взаимодействуют с основаниями и основными оксидами, проявляя свойства кислот:

расплав



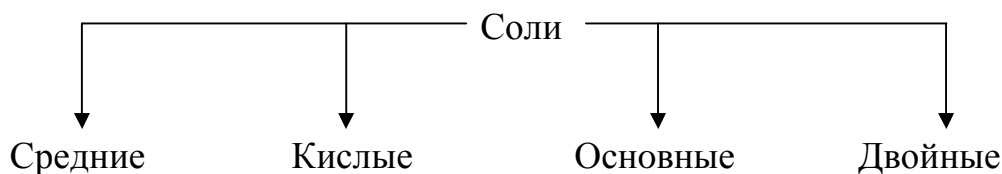
раствор



раствор

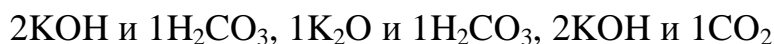


1.2.3. Соли – соединения, состоящие из катионов основных или амфотерных (в роли основных) гидроксидов и анионов (остатков) кислотных или амфотерных (в роли кислотных) гидроксидов. В отличие от бескислородных солей соли, рассматриваемые здесь, называются *кислородосодержащими солями*, или *оксосолями*. Делятся по составу катионов и анионов:



Средние соли содержат средние кислотные остатки CO_3^{2-} , NO_3^- , PO_4^{3-} , SO_4^{2-} и др.; например, K_2CO_3 , $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Zn}_3(\text{PO}_4)_2$.

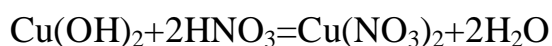
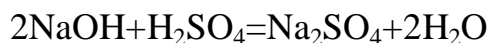
Если средние соли получают по реакциям с участием гидроксидов, то реагенты берут в эквивалентных количествах. Например, соль K_2CO_3 можно получить, если взять реагенты в соотношениях:



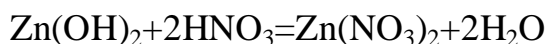
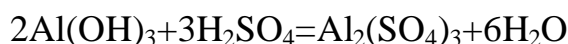
Реакции образования средних солей:



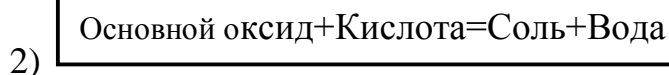
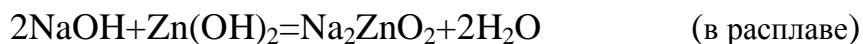
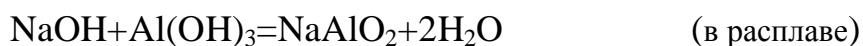
1а) основной гидроксид+кислотный гидроксид→...



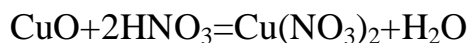
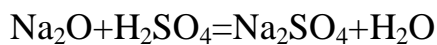
1б) амфотерный гидроксид+кислотный гидроксид→...



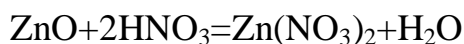
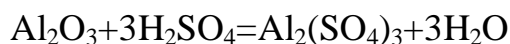
1в) основной гидроксид+амфотерный гидроксид→...



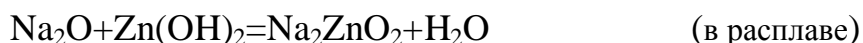
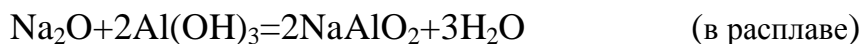
2а) основной оксид+кислотный гидроксид→...



2б) амфотерный оксид+кислотный гидроксид→...

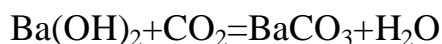
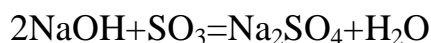


2в) основной оксид+амфотерный гидроксид→...

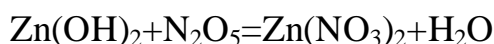
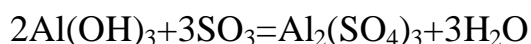


3) Основание+Кислотный оксид→Соль+Вода

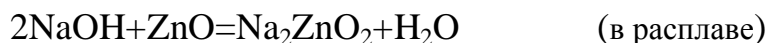
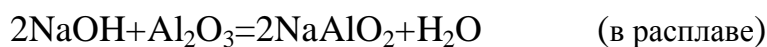
3а) основной гидроксид+кислотный оксид→...



3б) амфотерный гидроксид+кислотный оксид→...

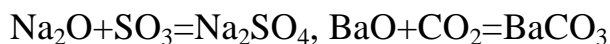


3в) основной гидроксид+амфотерный оксид→...

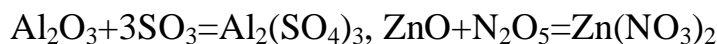


4) Основной оксид+Кислотный оксид→Соль+Вода

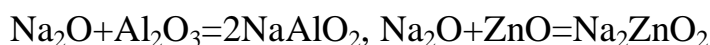
4а) основной оксид+кислотный оксид→...



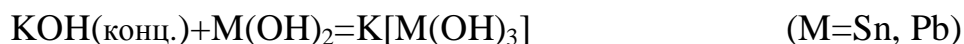
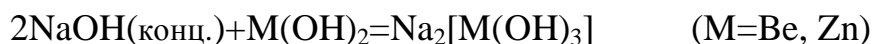
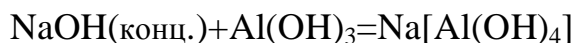
4б) амфотерный оксид+кислотный оксид→...



4в) основной оксид+амфотерный оксид→...

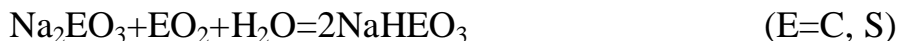
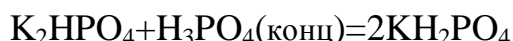
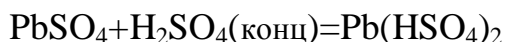


Реакции 1в, если они протекают в растворе, сопровождаются образованием других продуктов – комплексных солей:

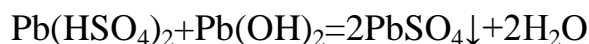


Все средние соли в растворе – сильные электролиты (диссоциируют нацело).

Кислые соли содержат кислые кислотные остатки (с водородом) и др., образуются при действии на основные и амфотерные гидроксиды или средние соли избытка кислотных гидроксидов, содержащих не менее двух атомов водорода в молекуле; аналогично действуют соответствующие кислотные оксиды:

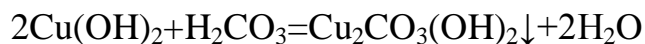
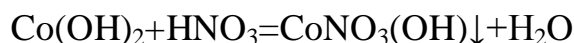


При добавлении гидроксида соответствующего металла или амфигена кислые соли переводятся в средние:



Почти все кислые соли хорошо растворимы в воде, диссоциируют нацело ($\text{KHCO}_3 = \text{K}^+ + \text{HCO}_3^-$).

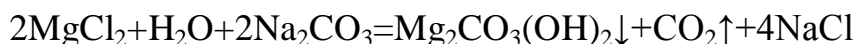
Основные соли содержат гидроксогруппы OH^- , рассматриваемые как отдельные анионы, например $\text{FeNO}_3(\text{OH})$, $\text{Ca}_2\text{SO}_4(\text{OH})_2$, $\text{Cu}_2\text{CO}_3(\text{OH})_2$, образуются при действии на кислотные гидроксиды и з б ы т к а основного гидроксида, содержащего не менее двух гидроксогрупп в формульной единице:



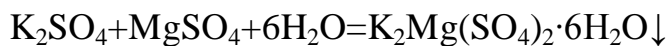
Основные соли, образованные сильными кислотами, при добавлении соответствующего кислотного гидроксида переходят в средние:



Большинство основных солей мало растворимы в воде; они осаждаются при совместном гидролизе, если образованы слабыми кислотами:



Двойные соли содержат два химически разных катиона; например $\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$, $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$, $\text{Fe}(\text{NH}_4)_2(\text{SO}_4)_2$, $\text{LiAl}(\text{SiO}_3)_2$. Многие двойные соли образуются (в виде кристаллогидратов) при совместной кристаллизации соответствующих средних солей из насыщенного раствора:



Часто двойные соли менее растворимы в воде по сравнению с отдельными средними солями.

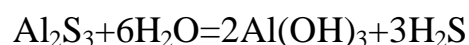
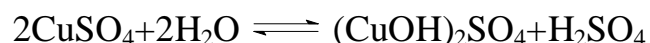
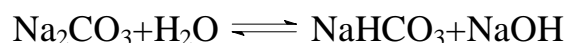
Химические свойства солей

Соли являются твердыми кристаллическими веществами. По растворимости в воде их подразделяют на растворимые, малорастворимые и практически нерастворимые.

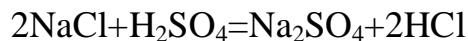
Соли вступают в реакции:

- а) *гидролиза* (обменное взаимодействие с водой). Гидролизу подвергаются соли, образованные:
- а) слабыми кислотами и сильными основаниями;
 - б) слабыми основаниями и сильными кислотами;
 - в) слабыми кислотами и слабыми основаниями.

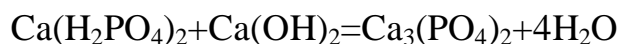
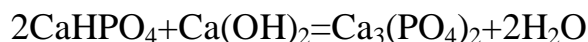
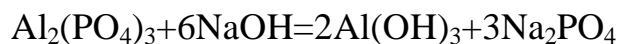
В зависимости от природы оснований и кислот, образующих соли, гидролиз протекает по-разному:



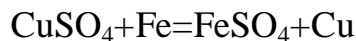
б) *с кислотами* с образованием новой кислоты и новой соли:



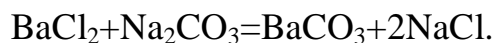
в) *со щелочами*, с образованием новой соли и нового основания:



г) *с металлами* с образованием новой соли и другого металла:



д) *с другими солями* с образованием новых солей:



Реакции взаимодействия между солями направлены в сторону образования малорастворимых или плохорассоцирующих в воде солей.

1.2.4 Бинарные соединения – это сложные вещества, не относящиеся к классам оксидов, гидроксидов и солей и состоящие из катионов и бескислородных анионов (реальных или условных).

Их химические свойства разнообразны и рассматриваются в неорганической химии отдельно для неметаллов разных групп Периодической системы; в этом случае классификация проводится по виду анионной.

Примеры:

а) *галогениды*: OF_2 , HF , KBr , PbI_2 , NH_4Cl , BrF_3 , IF_7

б) *халькогениды*: H_2S , Na_2S , ZnS , As_2S_3 , NH_4HS , K_2Se , NiSe

в) *нитриды*: NH_3 , $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$, Li_3N , Mg_3N_2 , AlN , Si_3N_4

г) *карбиды*: CH_4 , Be_2C , Al_4C_3 , Na_2C_2 , CaC_2 , Fe_3C , SiC

д) *силициды*: Li_4Si , Mg_2Si , ThSi_2

е) *гидриды*: LiH , CaH_2 , AlH_3 , SiH_4

ж) *пероксиды*: H_2O_2 , Na_2O_2 , CaO_2

и) *надпероксиды*: HO_2 , KO_2 , $\text{Ba}(\text{O}_2)_2$

По типу химической связи среди этих бинарных соединений, различают:

ковалентные: OF_2 , IF_7 , H_2S , P_2S_5 , NH_3 , H_2O_2

ионные: NaI , K_2Se , Mg_3N_2 , CaC_2 , Na_2O_2 , KO_2

Встречаются *д в о й н ы е* (с двумя разными катионами) и

с м е ш а н н ы е (с двумя разными анионами) бинарные соединения например KMgCl_3 , $(\text{FeCu})\text{S}_2$ и $\text{Pb}(\text{Cl})\text{O}$, SCl_2O_2 , AsOF_3 .

Все ионные комплексные соли (кроме гидроксокомплексных, также относятся к этому классу сложных веществ (хотя обычно рассматриваются отдельно), например:

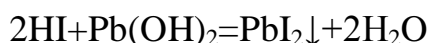
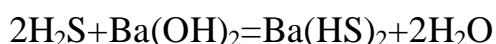
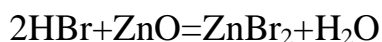


К бинарным соединениям относятся ковалентные комплексные соединения без внешней сферы, например $[\text{Fe}(\text{CO})_5]$ $[\text{Ni}(\text{CO})_4]$.

По аналогии со взаимосвязью гидроксидов и солей из всех бинарных соединений выделяют бескислородные кислоты и соли (остальные соединения классифицируют как прочие).

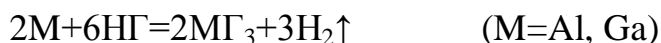
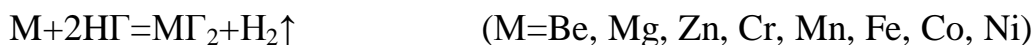
Бескислородные кислоты содержат (как и оксокислоты) подвижный водород H^+ и поэтому проявляют некоторые химические свойства кислотных гидроксидов (диссоциация в воде, участие в реакциях солеобразования в роли кислоты). Распространенные бескислородные кислоты – это HF , HCl , HBr , HI , HCN и H_2S , из них HF , HCN и H_2S – слабые кислоты, а остальные – сильные.

Примеры реакций солеобразования:



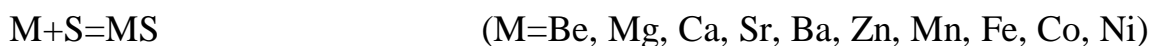
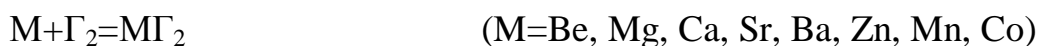
Металлы и амфигены, стоящие в ряду напряжений левее водорода и не реагирующие с водой, вступают во взаимодействие с сильными кислотами HCl ,

HBr и HI (в общем виде HГ) в разбавленном растворе и вытесняют из них водород (приведены реально протекающие реакции):



Бескислородные соли образованы катионами металлов и амфигонов (а также катионом аммония NH_4^+) и анионами (остатками) бескислородных кислот; примеры: AgF, NaCl, KBr, PbI₂, Na₂S, Ba(HS)₂, NaCN, NH₄Cl. Проявляют некоторые химические свойства оксосолей.

Общий способ получения бескислородных солей с одноэлементными анионами – взаимодействие металлов и амфигонов с неметаллами F₂, Cl₂, Br₂ и I₂ (в общем виде Г₂) и серой S (приведены реально протекающие реакции):



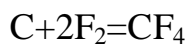
И с к л ю ч е н и е:

- а) Cu и Ni реагируют с галогенами Cl₂ и Br₂ (продукты MCl₂, MBr₂)
- б) Cr и Mn реагируют с Cl₂, Br₂ и I₂ (продукты CrCl₃, CrBr₃, CrI₃ и MnCl₂, MnBr₂, MnI₂)
- в) Fe реагирует с F₂ и Cl₂ (продукты FeF₃, FeCl₃), с Br₂ (смесь FeBr₃ и FeBr₂), с I₂ (продукт FeI₂)
- г) Cu при реакции с S образует смесь продуктов Cu₂S и CuS

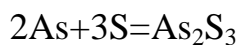
Прочие бинарные соединения – все вещества этого класса, кроме выделенных в отдельные подклассы бескислородных кислот и солей.

Способы получения бинарных соединений этого подкласса разнообразны, самый простой – взаимодействие простых веществ (приведены реально протекающие реакции):

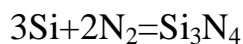
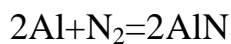
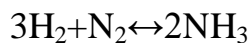
а) *галогениды*:



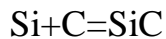
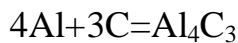
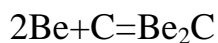
б) *халькогениды*:



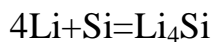
в) *нитриды*:



г) *карбиды*:



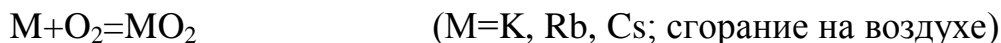
д) *силиниды*:



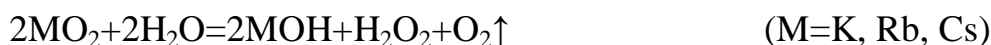
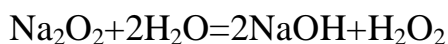
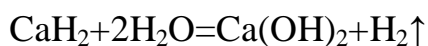
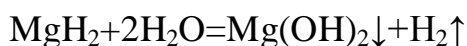
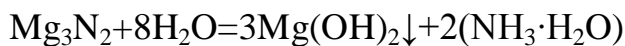
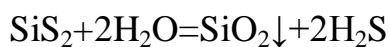
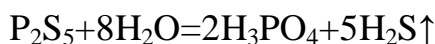
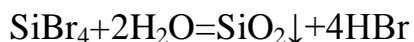
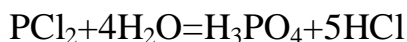
е) *гидриды*:



ж) *пероксиды, надпероксиды:*



Многие из этих веществ полностью реагируют с водой (чаще гидролизуются без изменения степеней окисления элементов, но гидриды выступают как восстановители, а надпероксиды вступают в реакции дисмутации):



Другие вещества, наоборот, устойчивы по отношению к воде, среди них SF_6 , NF_3 , CF_4 , CS_2 , AlN , Si_3N_4 , SiC , Li_4Si , Mg_2Si и Ca_2Si .

2. НОМЕНКЛАТУРА НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ

2.1. Современные химические формулы и названия

Составление химических формул и названий неорганических веществ проводится в соответствии с номенклатурными правилами Международного

союза теоретической и прикладной химии (ИЮПАК), адаптированными к русскому химическому языку в 1983 г.

Химическая формула полностью отражает состав вещества. По формуле строится систематическое название вещества, оно также полностью отражает его состав. Для распространенных веществ применяются и другие названия – *т р а д и ц и о н н ы е* (отражающие состав не полностью) и *с п е ц и а л ь н ы е* (совсем не отражающие состав). Эти названия обычно более короткие и поэтому более удобны в использовании. Однако расширить список подобных названий (путем составления новых терминов и терминов по аналогии) ИЮПАК не рекомендует.

В формуле *сложного* вещества на первом месте слева записывают обозначение *э л е к т р о п о л о ж и т е л ь н о й* составляющей (реальный или условный *катион*), за ним – обозначение *э л е к т р о о т р и ц а т е л ь н о й* составляющей (реальный или условный *анион*).

П р и м е р ы:

<i>Формула</i>	<i>Катион(ы)</i>	<i>Анион(ы)</i>
Na_2O	Na^+	O^{2-}
SF_6	S^{+VI}	F^{-I}
$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$	Ca^{2+}	PO_4^{3-}
$(\text{MgAl}_2)\text{O}_4$	$\text{Mg}^{2+}, \text{Al}^{3+}$	O^{2-}
$\text{KCr}(\text{SO}_4)_2$	$\text{K}^+, \text{Cr}^{3+}$	SO_4^{2-}
NOF_3	N^{+V}	$\text{O}^{-II}, \text{F}^{-I}$
$\text{FeO}(\text{OH})$	Fe^{3+}	$\text{O}^{2-}, \text{OH}^-$
$\text{Cu}_2\text{CO}_3(\text{OH})_2$	Cu^{2+}	$\text{CO}_3^{2-}, \text{OH}^-$

Систематические названия сложных веществ строятся по формуле справа налево и состоят из двух слов: первое слово (в именительном падеже) – название катиона; второе слово (в родительном падеже) – название катиона; на-

звания одноименных составляющих (двух анионов, двух катионов) пишутся через дефис.

Для построения названий катионов (всегда) и названий анионов (как правило) используются корни (иногда усеченные) русских названий элементов. Названия простых (одноэлементных) анионов оканчиваются на **-ид**, названия сложных анионов – на **-ат**, например: алюминий – алюминат, бериллий – бериллат; фосфор – фосфид, фосфат; хлор – хлорид, хлорат.

По традиции и для благозвучия в названиях анионов применяются корни латинских названий некоторых элементов.

Элемент		Латинский корень	Название аниона (анионов)
символ	название		
Ag	Серебро	Аргент-	Аргентат
As	Мышьяк	Арсен-	Арсенид, арсенат
Au	Золото	Аур-	Аурат
C	Углерод	Карб-	Карбид
		Карбон-	Карбонат
Cu	Медь	Купр-	Купрат
Fe	Железо	Ферр-	Феррат
H	Водород	Гидр-	Гидрид
Hg	Ртуть	Меркур-	Меркурат
Mn	Марганец	Манган-	Манганат
N	Азот	Нитр-	Нитрид, нитрат
Ni	Никель	Никкол-	Никколат
O	Кислород	Окс-	Оксид
Pb	Свинец	Плюмб-	Плюмбат
S	Сера	Сульф-	Сульфид, сульфат
Sb	Сурьма	Стиб-	Стибат
Si	Кремний	Силиц-	Силицид
		Силик-	Силикат
Sn	Олово	Станн-	Станнат

В н и м а н и е! Эти латинские корни следует выучить и всегда употреблять при составлении названий ионов (нередко студенты составляют нелепые названия типа серебрат, железат, азотат, свинцат).

Число анионов и катионов рекомендуется обозначать п р и с т а в к а м и (универсальный способ указания состава предпочтителен для соединений неметаллов) или с т е п е н я м и о к и с л е н и я (способ предпочтителен для катионов металлов, если их несколько у данного элемента); примеры приведены в таблице.

Формула	Предпочтительное название	Допустимое название
CO	Монооксид углерода	Оксид углерода (II)
CO ₂	Диоксид углерода	Оксид углерода (IV)
SO ₃	Триоксид серы	Оксид серы (VI)
N ₂ O ₅	Пентаоксид диазота	Оксид азота (V)
SCl ₂ O ₂	Диоксид-дихлорид серы	—
CuO	Оксид меди (II)	Монооксид меди
Cr ₂ O ₃	Оксид хрома(III)	Триоксид дихрома
FeCl ₂	Хлорид железа (II)	Дихлорид железа
FeCl ₃	Хлорид железа (III)	Трихлорид железа
Pb(Cl)F	Фторид-хлорид свинца	—
(Fe ^{III} Cu ^I)S ₂	Сульфид меди (I)-железа (III)	—

Примечания:

1. Названия числовых приставок:

1—моно-	5 – пента-	9 – нона-
2 – ди-	6 – гекса-	10 – дека-
3 – три-	7 – гепта-	11 – ундека-
4 – тетра-	8 – окта-	12 – додека-

Большие, чем 12, значения приставок записываются цифрами (13, 14, 15...). Неопределенное число обозначается приставкой «поли-».

2. Указание на степень окисления пишется всегда вместе со словом и читается как количественное числительное мужского рода в именительном падеже:

...углерода (II) – углерод-два

...азота (V) – азота-пять

...хрома (III) – хрома-три

...железа (II) – железа-два

...меди (I) – железа (III) – меди-один-железа-три

Для соединений металлов с единственной степенью окисления последняя не указывается, но подразумевается:

Na_2S – сульфид натрия

LiH – гидрид лития

Al_2O_3 – оксид алюминия

CaCO_3 – карбонат кальция

Для широкоизвестных сложных веществ, катионов и анионов ИЮПАК рекомендует *специальные* названия:

<i>Вещества</i>	<i>Катионы</i>
B_2H_6 – боран	H_3O^+ – оксоний
SiH_4 – силан	NH_4^+ – аммоний
GeH_4 – герман	NO^+ – нитрозил
NH_4 – аммиак	NO_2^+ – нитроил
PH_3 – фосфин	VO_2^+ – ванадил
AsH_3 – арсин	UO_2^{2+} – уранил
H_2O – вода	<i>Анионы</i>
H_2S – сероводород	C_2^{2-} – ацетиленид
H_2Se – селеноводород	NH_2^- – амид
HF – фтороводород	O_2^- – надпероксид
HCl – хлороводород	O_2^{2-} – пероксид
HBr – бромоводород	O_3^- – озонид
HI – иодоводород	OH^- – гидроксид

Гидроксиды металлов в степени окисления (+III), содержащие одновременно анионы O^{2-} и OH^- , называют с приставкой **мета-**:

$\text{AlO}(\text{OH})$ – метагидроксид алюминия

$\text{FeO}(\text{OH})$ – метагидроксид железа

Катионы металлов с присоединенными к ним анионами OH^- (обычно в растворе) называют с приставкой **гидроксо-**:

CuOH^+ – катион гидроксомеди (II)

FeOH^{2+} – катион гидроксожелеза (III)

Для ограниченного числа распространенных оксокислот и кислотных остатков в оксосолях используются *традиционные* названия (прочерк означает, что кислота не существует).

Кислота	Кислотный остаток
HAsO_2 – метамышьяковистая	AsO_2^- – метаарсенит
H_3AsO_3 – ортомышьяковистая	AsO_3^{3-} – ортоарсенит
H_3AsO_4 – мышьяковая	AsO_4^{3-} – арсенат
HBO_2 – метаборная	BO_2^- – метаборат
—	$\text{B}_4\text{O}_7^{2-}$ – тетраборат
—	BiO_3^- – висмутат
H_2CO_3 – угольная	CO_3^{2-} – карбонат
HClO – хлорноватистая	HCO_3^- – гидрокарбонат
HClO_2 – хлористая	ClO^- – гипохлорит
HClO_3 – хлорноватая	ClO_2^- – хлорит
HClO_4 – хлорная	ClO_3^- – хлорат
H_2CrO_4 – хромовая	ClO_4^- – перхлорат
$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ – дихромовая	CrO_4^{2-} – хромат
—	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ – дихромат
—	FeO_4^{2-} – феррат
H_2GeO_3 – германиевая	GeO_3^{2-} – германат
HMnO_4 – марганцовая	MnO_4^- – перманганат
—	MnO_4^{2-} – манганат
HNO_2 – азотистая	NO_2^- – нитрит
HNO_3 – азотная	NO_3^- – нитрат

HPO_3 – метафосфорная	PO_3^- – метафосфат
H_3PO_4 – ортофосфорная	PO_4^{3-} – ортофосфат
	HPO_4^{2-} – гидроортофосфат
	H_2PO_4^- – дигидроортофосфат
$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ – дифосфорная	$\text{P}_2\text{O}_7^{4-}$ – дифосфат
$\text{SO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ – полигидрат SO_2	SO_3^{2-} – сульфит
	HSO_3^- – гидросульфит
H_2SO_4 – серная	SO_4^{2-} – сульфат
	HSO_4^- – гидросульфат
$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$ – дисерная	$\text{S}_2\text{O}_7^{2-}$ – дисульфат
$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_6(\text{O}_2)$ – пероксодисерная	$\text{S}_2\text{O}_6(\text{O}_2)^{2-}$ – пероксодисульфат
H_2SiO_3 – метакремниевая	SiO_3^{2-} – метасиликат
H_4SiO_4 – ортокремниевая	SiO_4^{4-} – ортосиликат
–	VO_3^- – метаванадат
–	VO_4^{3-} – ортованадат

Кислые анионы бескислородных кислот называют аналогично:

HS^- – гидросульфид, HSe^- – гидроселенид

Традиционные названия анионов входят в названия соответствующих солей:

NaBO_2 – метаборат натрия

$\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$ – тетраборат натрия

$\text{Cu}_2\text{CO}_3(\text{OH})_2$ – дигидроксид-карбонат меди (I)

$\text{Ca}(\text{ClO})_2$ – гипохлорит кальция

KClO_3 – хлорат калия

NH_4NO_3 – нитрат аммония

Na_3PO_4 – ортофосфат натрия

Na_2HPO_4 – гидроортофосфат натрия

NaH_2PO_4 – дигидроортофосфат натрия

BaSO_4 – сульфат бария

$\text{Pb}(\text{HSO}_4)_2$ – гидросульфат свинца (II)

$\text{KCr}(\text{SO}_4)_2$ – сульфат хрома (III)-калия

$\text{Ba}(\text{HS})_2$ – гидросульфид бария

Остальные соли (обычно редко встречающиеся) считают комплексными соединениями (см. далее) и называют соответственно:

NaAlO_2 – диоксоалюминат (III) натрия

K_2ZnO_2 – диоксоцинкат (II) калия

Ba_2XeO_6 – гексаоксоксенонат (VIII) бария

В разговорной практике указание на лиганды O^{2-} опускают:

NaAlO_2 – алюминат натрия, K_2ZnO_2 – цинкат (II) калия

В комплексных соединениях формула собственно **комплекса** – нейтрального (без внешней сферы) и заряженного положительно или отрицательно (катиона или аниона) – всегда заключается в квадратные скобки, в отличие от формул обычных веществ, катионов и анионов. В состав формулы комплекса входят центральный атом М в некоторой степени окисления и определенное число n лигандов L (нейтральных или анионов).

Формула	М	L	Формула	М	L
$[\text{Fe}(\text{CO})_5]$	Fe^0	CO	$[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$	Al^{III}	OH^-
$[\text{Co}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}_3]$	Co^{III}	NH_3, Cl^-	$[\text{PtCl}_6]^{2-}$	Pt^{IV}	Cl^-
$[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$	Al^{III}	H_2O	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	Fe^{II}	CN^-
$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$	Co^{II}	NH_3	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$	Fe^{III}	CN^-
$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$	Co^{III}	NH_3	$[\text{SiF}_6]^{2-}$	Si^{IV}	F^-

Названия анионных лигандов получают соединительную гласную – **о**, например:

F^- – фторо

OH^- – гидроксо

NCS^- – тиоцианато

Cl^- – хлоро

CN^- – циано

NO_2^- – нитро

O^{2-} – оксо

H^- – гидридо

SO_3^{2-} – сульфито

Названия нейтральных лигандов не изменяются (обычно это органические вещества, например: C_2H_4 – этилен, C_6H_6 – бензол, $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$ – пиридин),

кроме названий распространенных веществ: H_2O – аква, NH_3 – аммин, CO – карбонил, NO – нитрозил.

Названия комплексов строятся по схеме $n+\text{L}+\text{M}$ (т.е. справа налево по формуле).

Названия **н е й т р а л ь н ы х** комплексов:

$[\text{Co}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}_3]$ – трихлороприамминкобальт

$[\text{Cr}(\text{C}_6\text{H}_6)_2]$ – дибензолхром

$[\text{Ni}(\text{CO})_4]$ – тетракарбонилникель

Названия катионных комплексов включают указание на степень окисления M (без отрыва от названия):

$[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$ – хлорид гексаакваалюминия (III)

$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ – сульфат тетраамминмеди (II)

Названия анионных комплексов включают суффикс **–ат** и указание на степень окисления M (без отрыва от названия):

$\text{K}[\text{AuCl}_4]$ – тетрахлороаурат (III) калия

$\text{H}_2[\text{PtCl}_6]$ – гексахлороплатинат (IV) водорода

$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ – гексацианоферрат (II) калия

$\text{K}_3[\text{Fe}(\text{NCS})_6]$ – гекса (тиоцианато) феррат (III) калия

$\text{Li}[\text{AlH}_4]$ – тетрагидридоалюминат (III) лития

$\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$ – тетрагидроксоалюминат (III) натрия

$\text{H}_2[\text{SiF}_6]$ – гексафторосиликат (IV) водорода

Названия *гидратированных веществ* складываются из группового слова «гидрат» с указанием числа молекул воды и названия безводного вещества:

$\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ – гидрат аммиака

$\text{CO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ – гидрат диоксида углерода

$\text{AgF} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ – дигидрат фторида серебра (I)

$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ – пентагидрат сульфата меди (II)

$\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ – декагидрат карбоната натрия

$\text{KCr}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ – додекагидрат сульфата хрома (III)-калия

$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$ – 18-гидрат сульфата алюминия

$\text{Sn}(\text{NO}_3)_2 \cdot 20\text{H}_2\text{O}$ – 20-гидрат нитрата олова (II)

$\text{SO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ – полигидрат диоксида серы

Для более сложных гидратов вместо приставок указывают числовое отношение частей (первая цифра – число молекул воды в формульной единице гидрата):

$8\text{Cl}_2 \cdot 46\text{H}_2\text{O}$ – гидрат молекулярного хлора (46/8)

$3\text{CdSO}_4 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$ – гидрат сульфата кадмия (II) [8/3]

2.2 Тривиальные названия веществ

Использование *тривиальных* (неноменклатурных, исторически сложившихся) названий неорганических веществ, их смесей, растворов и сплавов допускается (но необязательно рекомендуется) в научно-технической и учебной литературе, лабораторной практике и в быту.

Индивидуальные вещества

Алебастр $2\text{CaSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$

Алюмогель $4\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$

Барит едкий $\text{Ba}(\text{OH})_2$

Белила

титановые TiO_2

цинковые ZnO

Бикарбонат NaHCO_3

Газ

веселящий N_2O

сернистый SO_2

угарный CO

углекислый CO_2

Гипс жженный $2\text{CaSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$

Глинозем Al_2O_3

Золото

муссивное SnS_2

сусальное Au (фольга)

Известь

гашеная $\text{Ca}(\text{OH})_2$

негашеная CaO

Кали едкое KOH

Камень

оловянный SnO_2

синий $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$

Карборунд SiC

Каустик NaOH

Квасцы жженные $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$

Кизельгур SiO_2

Кремнезем SiO_2

Крокус Fe_2O_3

Крон

зеленый Cr_2O_3

свинцовый PbCrO_4

Купорос

белый $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$

зеленый $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$

синий $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$

Лазурь берлинская

$\text{KFe}^{\text{III}}[\text{Fe}^{\text{II}}(\text{CN})_6]$

Лед сухой CO_2 (твердый)

Магнезия жженая MgO

Масло

оловянное SnCl_4 (жидкий)

сурьмяное SbCl_3 (жидкий)

Мышьяк белый As_2O_3

Натр Na_2O

едкий NaOH

Песок SiO_2

Поташ K_2CO_3

Преципитат $\text{CaHPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$

Сажа С (графит, дисперсный)

Селитра

индийская KNO_3

норвежская $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$

чилийская NaNO_3

Силикагель $\text{SiO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$

Синь турбуллева

$\text{KFe}^{\text{III}}[\text{Fe}^{\text{II}}(\text{CN})_6]$

Сода

двууглекислая NaHCO_3

кальцинированная Na_2CO_3

каустическая NaOH

питьевая NaHCO_3

стиральная Na_2CO_3

Соль

английская $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$

бертоллегова KClO_3

глауберова $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$

горькая $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$

желтая кровяная

$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] \cdot 3\text{H}_2\text{O}$

золотая $\text{Na}[\text{AuCl}_4] \cdot 2\text{H}_2\text{O}$

красная кровяная

$\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$

Мора $\text{Fe}(\text{NH}_4)_2(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$

морская NaCl

оловянная

$[\text{Sn}(\text{H}_2\text{O})\text{Cl}_2] \cdot \text{H}_2\text{O}$

пищевая NaCl

поваренная NaCl

Станиоль Sn (фольга)

Сулема 2HgCl_2

Суперфосфат двойной

$\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$

Ферроцианид $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$

Ферроцианид

$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] \cdot 3\text{H}_2\text{O}$

Фосген CCl_2O

Цементит Fe_3C

Хромпик $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$

Цвет серный S (порошок)

Смеси, растворы

Алунд – химически стойкий керамический материал на основе Al_2O_3 (огнеупорные тигли, трубки)

Аммофос – смесь $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$ и $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ (минеральное азотнофосфорное удобрение)

Белила свинцовые – смесь PbCO_3 и $\text{Pb}(\text{OH})_2$

Вода

аммиачная – 25%-ный водный раствор NH_3

баритовая – насыщенный водный раствор $\text{Ba}(\text{OH})_2$

бромная – насыщенный раствор Br_2 , содержит HBr_2 , HBr (сильный окислитель)

гипсовая – насыщенный водный раствор CaSO_4

жавелевая – водный раствор KOH , насыщенный хлором Cl_2 , содержит KCl , KClO

известковая – насыщенный водный раствор $\text{Ca}(\text{OH})_2$

иодная – раствор I_2 в водном растворе KI , содержит $\text{KI} \cdot \text{I}_2$, или $\text{K}[\text{I}(\text{I})_2]$

лабарракова – водный раствор NaOH , насыщенный хлором Cl_2 , содержит NaCl , NaClO

сероводородный – насыщенный раствор H_2S

хлорная – насыщенный раствор Cl_2 , содержит HCl , HClO (сильный окислитель)

Водка царская – смесь 63%-ной HNO_3 и 36%-ной HCl в объемном отношении 1:3 (сильный окислитель)

Газ

водяной – смесь CO и H_2

генераторный – смесь CO , N_2 , CO_2

гремучий – смесь H_2 и O_2 (объемное отношение 2:1)

Глина белая – смесь каолинита $Al_4(Si_4O_{10})(OH)_8$ и SiO_2

Жидкость бордоская – раствор $CuSO_4$ в известковом молоке

Известка – смесь $Ca(OH)_2$, SiO_2 , H_2O

Известь

белильная – смесь $Ca(ClO)_2$, $CaCl_2$, $Ca(OH)_2$, H_2O

натронная – смесь CaO , $Ca(OH)_2$, $NaOH$

хлорная – смесь $Ca(ClO)_2$, $CaCl_2$, $Ca(OH)_2$, H_2O

Каолин – смесь каолинита $Al_4(Si_4O_{10})(OH)_8$ и SiO_2

Кислота

плавиковая – 40%-ный водный раствор HF

серная дымящая – см. Олеум

сероводородная – водный раствор H_2S

синильная – водный раствор HCN

соляная – 36%-ный водный раствор HCl

фтороводородная – водный раствор HF

хлороводородная – водный раствор HCl

Масло купоросное - техническая 90%-ная H_2SO_4

Молоко известковое – суспензия $Ca(OH)_2$ в известковой воде

Наждак – смесь Al_2O_3 и $(Fe^{II}Fe_2^{III})O_4$

Олеум – раствор SO_3 в безводной H_2SO_4 , содержит $H_2S_2O_7$

Охра – смесь Fe_2O_3 , Al_2O_3 , SiO_2

Пергидроль – 30%-ный водный раствор H_2O_2

Смесь хромовая – раствор $K_2Cr_2O_7$ или CrO_3 в 60%-ной H_2SO_4

Спирт нашатырный – 3-10% ный водный раствор NH_3

Стекло

жидкое – щелочной водный раствор Na_2SiO_3 и K_2SiO_3

растворимое – смесь Na_2SiO_3 , K_2SiO_3 , SiO_2

Суперфосфат простой – смесь $Ca(H_2PO_4)_2 \cdot H_2O$, $CaSO_4$

Термит – смесь порошков Al и $(\text{Fe}^{\text{II}}\text{Fe}_2^{\text{III}})\text{O}_4$

Углекислота – насыщенный водный раствор CO_2

Щелок

калийный – водный раствор КОН

натровый – водный раствор NaOH

Сплавы

(элементный состав выражен массовой долей, %)

Алюмель – на основе Ni, содержит Al 1,8 – 2,5, Mn 1,8 - 2,2, Si 0,85 – 2,0, иногда Fe 0,5

Амальгама – на основе Hg, содержит один из металлов IA-, IIA-, IБ- или IIБ- групп

Баббит

оловянный – Sn 82 – 84, Sb 10 – 12, Cu 6

свинцовый – Pb 80 – 82, Sb 16 – 18, Cu 2

Бронза – на основе Cu и Sn, содержит Al, Be, Pb, Cr, Si

Дюраль (дуралюмин) - на основе Al, содержит Cu, Mg, Mn

Инвар – Fe 63, Ni 36, Mn 0,5, C 0,5

Константан – Cu 60, Ni 40

Латунь – на основе Cu и Zn (до 50), содержит Al, Fe, Mn, Ni, Pb

Манганин – Cu 83, Mn 13, Ni 4

Мельхиор – на основе Cu Ni (5 – 30), содержит Fe, Mn

Монель-металл – на основе Ni и Cu (27 – 29), содержит Fe, Mn

Нержавеющая сталь

хромоникелевая – сталь, содержит Cr 18, Ni 9

хромистая – сталь, Cr 13 - 27

Никелин – на основе Cu и Ni (25 – 35), содержит Mn, Fe, Zn

Нихром – Ni 65 – 80, Cr 15, содержит Si, Al

Нойзильбер – Cu 82 – 20, Ni 5 - 35, Zn 13 - 45

Победит – WC \approx 90, Co \approx 10

Платинородий – Pt 90, Rh 10

Припой – Sn 30 – 70, Pb 70 - 30

Сплав Вуда – Bi 50, Pb 25, Sn 12,5, Cd 12,5

Сталь (обычная) – на основе Fe, содержит C 0,02 – 2,06

Хромель – на основе Ni, содержит Cr 9 – 10, Co 1

Чугун – на основе Fe, содержит C более (обычно 3,0 – 4,5), а также Mn, Si, S, P и др.

2.3 Минералогические названия

Далее приведены названия и состав распространенных минералов и горных пород. Минералогические названия не входят в химическую номенклатуру, но используются для обозначения химических реактивов (что необязательно рекомендуется, но широко распространено, ввиду краткости в литературе).

Устаревшие названия отмечены звездочкой (*). Названия драгоценных, полудрагоценных и поделочных камней выделены курсивом.

Агат – полосчатый халцедон

Аквамарин – берилл с примесью Fe^{II}, голубовато-зеленый

Алебастр – мелкозернистый гипс

Александрит – хризоберилл с примесью Cr^{III}, зеленый при дневном и красный при искусственном освещении

Алмаз C

Аметист – кварц с примесями, фиолетовый

Ангидрит CaSO₄

Англезит PbSO₄

Апатит Ca₅(PO₄)₃(Cl, OH, F)

Асбест Mg₆Si₄O₁₁(OH)₆ · H₂O

Аурипигмент As₂S₃

Барит BaSO₄

Бассанит 2CaSO₄ · H₂O

Берилл Be₃Al₂(SiO₃)₆

Бирюза CuAl₆(PO₄)₄(OH)₈ · 5H₂O

Боксит Al₂O₃ · nH₂O, горная порода

***Бура** (см. Тинкал)

Вюрцит ZnS

Галенит PbS

Галит NaCl

Гаусманит (Mn^{II}, Mn^{III})O₄

Гелиотрон – халцедон с красными
вкраплениями

Гематит Fe_2O_3

Герцинит $(\text{FeAl}_2)\text{O}_4$

Гиацинт – циркон с примесями,
красный

Гипс $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$

Глет - PbO , красный

Глина – продукт выветривания си-
ликатных пород и минералов

Графит C

Доломит $\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$

Жаргон – циркон с примесями, жел-
тый

***Железняк**

бурый (см. Лимонит)

красный (см. Гематит)

магнитный (см. Магнетит)

Известняк – кальцит и глина, гор-
ная порода

Изумруд – берилл с примесью Cr^{III} ,
зеленый

Каломель Hg_2Cl_2

Кальцит CaCO_3

Каолинит $\text{Al}_2\text{Si}_2\text{O}_5(\text{OH})_4$, основной
компонент белой глины (каолина)

Карналлит $\text{KMgCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$

Карнеол (см. Сердолик)

Касситерит SnO_2

Кварц SiO_2

Квасцы

алюмокалиевые

$\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$

хромокалиевые

$\text{KCr}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$

Киноварь HgS , красная

***Колчедан**

железный (см. Пирит)

красный (см. Никелин)

магнитный (см. Пирротин)

медный (см. Халькопирит)

серный (см. Пирит)

Корунд Al_2O_3

Кремень – халцедон с примесями
оксидов Ca , Al , Mg , Fe

Криолит $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$

Крокоит PbCrO_4

***Купорос**

железный (см. Мелантерит)

медный (см. Халькопирит)

свинцовый (см. Англезит)

Лимонит $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$, горная поро-
да

Магнезит MgCO_3

Магнетит $(\text{Fe}^{\text{II}}\text{Fe}^{\text{III}})\text{O}_4$

Малахит $\text{Cu}_2\text{CO}_3(\text{OH})_2$

Массикот PbO , желтый

Мелантерит $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$

Метациннабарит HgS , черный

Мирабилит $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$

- Мрамор** – кальцит и силикатные примеси, горная порода
- Натрон** $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$
- Нашатырь** NH_4Cl
- Нефрит** $\text{Ca}_2\text{Mg}_5(\text{Si}_4\text{O}_{11})_2(\text{OH}, \text{F})_2$ с примесью, зеленый
- Никелин** NiAs
- Нитраммит** NH_4NO_3
- Нитратин** NaNO_3 с примесью NaIO_3
- Нитробарит** $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$
- Нитрокальцит** $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$
- Нитромагnezит** $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$
- *Обманка цинковая** (см. Сфалерит)
- Оникс** – халцедон с чередованием белых, коричневых и черных полос
- Опал** $\text{SiO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$
- Песок кварцевый** – кварц, россыпь
- Пирит** FeS_2
- Пирролюзит** MnO_2
- Пирротин** FeS
- Родохрозит** MnCO_3
- Рубин** – корунд с примесью Cr^{III} , красный
- Рутил** TiO_2
- Сапфир** – корунд с примесью Ti^{III} , синий
- Селитра** KNO_3
- *Селитра**
аммонийная (см. Нитраммит)
баритовая (см. Нитробарит)
- известковая (см. Нитрокальцит)
магнезиевая (см. Нитромагnezит)
- Натронная** (см. Нитратин)
- Сердолик** – халцедон с примесями, розово-красный
- Сидерит** FeCO_3
- Сильвин** KCl
- Смитсонит** ZnCO_3
- *Сода** (см. Натрон)
- *Соль каменная** (см. Галит)
- Сурик** $(\text{Pb}_2^{\text{II}}\text{Pb}^{\text{IV}})\text{O}_4$
- Сфалерит** ZnS
- Тинкал** $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$
- Топаз** $\text{Al}_2\text{SiO}_4(\text{OH}, \text{F})_2$
- Фенакит** Be_2SiO_4
- Флюорит** CaF_2
- Фосфорит** $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{OH}$, компонент апатита
- Халцедон** – тонковолокнистый кварц
- Халькантит** $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$
- Халькопирит** $(\text{Fe}^{\text{III}}\text{Cu}^{\text{I}})\text{S}_2$
- Хризоберилл** $(\text{BeAl}_2)\text{O}_4$
- Хризопраз** – халцедон с примесями, зеленый
- Хромит** $(\text{Cr}_2\text{Fe}^{\text{II}})\text{O}_4$
- Хрусталь горный** – прозрачный кварц
- Церуссит** PbCO_3
- Циркон** ZrSiO_4

***Шпат**

горький бурый (см. Доломит)

горький тальковый (см. Магнетит)

железный (см. Сидерит)

известковый (см. Кальцит)

исландский (см. Кальцит)

марганцевый (см. Родохрозит)

свинцовый (см. Церуссит)

тяжелый (см. Барит)

Цинковый (см. Смитсонит)

Шпинель благородная ($MgAl_2O_4$)***Шпинель**

железистая (см. Герцинит)

свинцовая (см. Сурик)

Эпсомит $MgSO_4 \cdot 7H_2O$ **Яшма** – халцедон с примесями, красная

2.4. Несуществующие вещества

Далее в таблице перечислены все еще встречающиеся в химической литературе формулы и названия неорганических веществ, которые не известны науке. Они не получены в лаборатории и не обнаружены в природе, т. е. такие вещества не выделены в безводном или гидратированном виде, а также в виде раствора, содержащего их молекулы или ионы.

Если известно реальное вещество, отвечающее составу не полученного вещества, то приводятся его современная (номенклатурная) формула и соответствующее название.

Применение всех формул и названий несуществующих веществ запрещено правилами ИЮПАК.

Для многочисленных солей с одинаковым анионом дается, как правило, только формула и название этого аниона.

Несуществующее вещество	Реально полученное вещество
AgOH гидроксид серебра(I)	Не получен, из водного раствора выпадает оксид Ag_2O
$Al_2(CO_3)_3$ карбонат алюминия	Не получен

AlO_3^{3-} ортоалюминат	Не получен
HAsO_3 метамышьяковая кислота	Не получена
M_3BO_3 (M = Na, K) ортобораты	Не получены
HBrO_2 бромистая кислота	Не получена
$\text{Cr}_2(\text{CO}_3)_3$ карбонат хрома(III)	Не получен
CrCl_6 хлорид хрома (VI)	Не получен
CuI_2 иодид меди (II)	Не получен
$\text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3$ карбонат железа (III)	Не получен
FeCl_6 хлорид железа (VI)	Не получен
FeCl_8 хлорид железа (VIII)	Не получен
FeI_3 иодид железа (III)	Не получен
Fe_3O_4 тетроксид трижелеза	$(\text{Fe}^{\text{II}}\text{Fe}_2^{\text{III}})\text{O}_4$ оксид дижелеза (III) – железа (II)
$\text{FeO} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3$ оксид железа (II, III)	
$\text{Fe}(\text{FeO}_2)_2$ феррат (III) железа (II)	
$\text{Fe}(\text{OH})_3$ гидроксид железа (III)	Не получен, известны $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ и $\text{FeO}(\text{OH})$
Fe_2S_3 сульфид железа (III)	Не получен
HgCO_3 карбонат ртути (II)	Не получен
Hg_2O оксид ртути (I)	Не получен
Hg_2S сульфид ртути (I)	Не получен
MnCl_7 хлорид марганца (VII)	Не получен
NH_4OH гидроксид аммония	$\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ гидрат аммиака
$(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$ ортофосфат аммония	Не получен
$(\text{NH}_4)_2\text{S}$ сульфид аммония	Не существует в водном растворе, переходит в NH_4HS
Pb_3O_4 тетраоксид трисвинца	$(\text{Pb}_2^{\text{II}}\text{Pb}^{\text{IV}})\text{O}_4$ оксид свинца (IV) – дисвинца (II)
$2\text{Pb} \cdot \text{PbO}_2$ оксид свинца (II, IV)	
$\text{Pb}_2(\text{PbO}_4)$ ортоплюмбат (IV) свинца(II)	

SCl_6 хлорид серы (VI)	Не получен
$\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$ персульфат	$\text{S}_2\text{O}_6(\text{O}_2)^{2-}$ пероксодисульфат
H_2SO_3 сернистая кислота	Не получена, существует только полигидрат $\text{SO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$
$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$ надсерная кислота	$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_6(\text{O}_2)$ пероксодисерная кислота
SeCl_6 хлорид селена (VI)	Не получен
K_4SiO_4 ортосиликат калия	Не получен
SnCO_3 карбонат олова (II)	Не получен
VCl_5 хлорид ванадия (V)	Не получен

3. ЛАБОРАТОРНЫЕ РАБОТЫ

3.1. Оксиды

3.1.1. Получение оксидов

Опыт 1. Медную проволочку зажать тигельными щипцами и внести в пламя горелки. Нагреть до почернения. Составить уравнение реакции.

Опыт 2. Взять в тигельные щипцы кусочек магния или кальция и сжечь его над фарфоровой чашкой или асбестовой сеткой. Собрать продукты горения. Каков цвет полученного соединения? Образовавшийся порошок сохранить. Написать уравнение реакции.

Опыт 3. Получить в пробирке голубой осадок гидроксида меди (II) взаимодействием нескольких капель раствора CuSO_4 с раствором щелочи. Осторожно нагреть полученный осадок. Как изменяется цвет осадка? Составить уравнения реакций.

Опыт 4. Поместить в пробирку немного гидрокарбоната меди (II) и нагреть в пламени горелки. Отметить и объяснить изменение цвета соли. Написать уравнение реакции.

Опыт 5. Зажать в щипцы небольшой кусочек мела и прокалить его в течение 5-7 минут в верхней части пламени горелки. На какие вещества разлагается CaCO_3 при нагревании? Затем, добавив в пробирку с водой несколько капель фенолфталеина, опустить прокаленный кусочек. Записать наблюдения и составить уравнения реакций.

Опыт 6. На кафельную плитку насыпать немного кристаллов дихромата аммония. Нагреть в пламени горелки стеклянную палочку и внести её в дихромат аммония. Наблюдать энергичное разложение соли. Отметить цвет образующегося оксида хрома (III). Написать уравнение реакции термического разложения $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

Опыт 7. На металлической ложке внести в стакан горящий красный фосфор. Стакан неплотно закрыть стеклянной пластинкой. Записать уравнение реакции и наблюдения.

Опыт 8. В высокую пробирку внести сульфит натрия. Добавить 5-8 капель концентрированного раствора серной кислоты, закрыть пробирку пробкой с газоотводной трубкой и пропустить выделившийся газ в пробирку с водой (к воде предварительно добавить раствор метилового оранжевого). Как изменится цвет раствора и почему? Написать уравнения реакций получения диоксида серы и его взаимодействия с водой.

3.1.2. Химические свойства оксидов

Опыт 1. Порошки оксидов магния и кальция поместить в чашку с водой, размешать и испытать фенолфталеином. Сравнить растворимость оксидов. Отметить изменение окраски индикатора.

Опыт 2. Поместить в пробирку немного порошка оксида меди (II). Добавить 10-12 капель раствора соляной или серной кислоты. Осторожно нагреть пробирку. Отметить цвет полученного осадка. Написать уравнения реакции.

Опыт 3. В фарфоровой ступке тщательно перемешать оксид свинца (II) и оксид кремния (IV). Поместить смесь в тигель. Нагреть на сильном огне до получения силиката свинца. Составить уравнение реакции.

Опыт 4.

- а) В пробирку поместить с помощью стеклянной палочки немного оксида фосфора (V) и добавить несколько капель воды. Испытать полученный раствор лакмусом. Отметить реакцию среды и написать уравнение реакции.
- б) Налить в пробирку несколько миллилитров воды и прибавить 1-2 капли лакмуса. Затем пропустить из аппарата Киппа в воду диоксид углерода до изменения окраски. Составить уравнение реакции.

Опыт 5. Пропустить диоксид углерода из аппарата Киппа в раствор гидроксида кальция. Записать наблюдения и составить уравнение реакции.

3.2. Основания

3.2.1. Получение оснований

Опыт 1. Растворить кусочек кальция в воде. После окончания реакции добавить несколько капель фенолфталеина. Записать наблюдения и уравнения реакции.

Опыт 2. Посмотрите, как проводили опыт 1 в лаб. работе «Химические свойства оксидов». Сделайте вывод о методе получения гидроксидов.

Опыт 3. В пробирку с раствором сульфата меди (II) добавить избыток раствора гидроксида натрия. Провести аналогичные опыты с растворами солей железа (III), марганца (II), олова (IV), цинка. Составить уравнение реакций. Отметить цвет осадка.

3.2.2. Химические свойства оснований

Опыт 1. На часовом стекле испытать действие индикаторов фенолфталеина, лакмуса, метилового оранжевого на раствор щелочи. Записать наблюдения.

Опыт 2. Налить в пробирку раствор щелочи, прибавив к раствору 2-3 капли фенолфталеина. Добавлять по каплям раствор кислоты (встряхивая пробирку) до исчезновения окраски индикатора. Составить уравнение реакции нейтрализации.

Опыт 3. В пробирку с несколькими каплями раствора Na_2CO_3 добавлять по каплям раствор гидроксида кальция до образования осадка. Отметьте его цвет. Что представляет собой раствор над осадком? Составьте уравнения реакции.

Опыт 4. Поместить в тигель щепотку оксида кремния (IV) и прилить 3-4 мл концентрированного раствора NaOH . Нагреть тигель до полного растворения SiO_2 . Составить уравнение реакции.

Опыт 5. Сделайте вывод о свойствах гидроксидов по опыту лабораторной работы «Получение оксидов».

3.3. Кислоты

3.3.1. Получение кислот

Опыт 1. В стакан с небольшим объемом воды внести на железной ложке горящую серу. Стакан неплотно прикрыть стеклянной пластинкой. Когда сера сгорит, растворить образовавшийся газ в воде встряхиванием стакана. Раствор испытать индикатором (метилловым оранжевым). Записать наблюдения и уравнения реакций.

Опыт 2. Взять у лаборанта сухую пробирку, наполненную хлором. Другую пробирку наполнить водородом из аппарата Киппа. Держа вторую пробирку

отверстием вниз, приложить её к отверстию пробирки с хлором и смешать содержащиеся в них газы, несколько раз перевернув пробирки. Разъединив пробирки, внести их отверстием в пламя горелки. Что наблюдается? Тотчас же после реакции налить в одну из пробирок немного воды, взболтать и испытать образовавшийся раствор лакмусом. Составить уравнение реакции.

Опыт 3. Положить в пробирку немного кристаллов ацетата натрия и прибавить несколько капель H_2SO_4 . Определить по запаху, какое вещество образовалось. Написать уравнение реакции.

3.3.2. Химические свойства кислот

Опыт 1. В трех пробирках испытать действие индикаторов: лакмуса, метилового оранжевого, фенолфталеина на раствор серной кислоты. Записать наблюдения.

Опыт 2. В четырех пробирках испытать действие магния, железа, цинка и меди на раствор (разбавленный) серной или соляной кислоты. При необходимости нагреть содержимое пробирок. В каких случаях наблюдается химическая реакция? Написать уравнения реакций. Отметить положение указанных металлов в ряду стандартных электродных потенциалов.

Опыт 3. Поместить в две пробирки отдельно по 1 микрошпателю оксида магния или кальция и оксида цинка. Добавить в каждую по 12-15 капель раствора соляной или серной кислоты. Осторожно нагреть пробирки. Составить уравнения реакций.

Опыт 4. Испытать действие соляной и серной кислоты на осадки гидроксидов меди (II) и марганца (II), предварительно получив их в двух пробирках по реакции обмена между растворами солей меди (II), марганца (II) и NaOH. Записать наблюдения и составить уравнения реакций.

Опыт 5. В одну из пробирок внести 3-4 капли 2н раствора уксусной кислоты, в другую – столько же 2н раствора соляной кислоты. Выбрать два приблизительно одинаковых по величине кусочка мела (мрамора) и бросить по одному в каждую пробирку. Какой газ выделяется? В какой пробирке процесс идет более энергично? Написать молекулярные и ионные уравнения реакций. От концентрации каких ионов зависит скорость выделения газа? В растворе какой кислоты концентрация этих ионов больше?

4. ВАРИАНТЫ ДОМАШНИХ ЗАДАНИЙ

1. Написать формулы и наименования ангидридов указанных кислот:
 H_2SO_4 , H_3BO_3 , $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$, HClO , HMnO_4 .
2. Написать формулы и наименования оксидов, соответствующих указанным гидроксидам: H_2SiO_3 , $\text{Cu}(\text{OH})_2$, H_3AsO_4 , H_2WO_4 , $\text{Fe}(\text{OH})_3$.
3. Выведите формулы ангидридов и их наименования, зная формулы следующих кислот: H_2MoO_4 , $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, HNO_3 , HBO_2 , H_2MnO_4 .
4. Назовите и напишите графические формулы следующих оксидов: N_2O , SO_2 , Mn_2O_7 , CO , SnO_2 . Приведите соответствующие им гидратные соединения.
5. Назовите и напишите графические формулы следующих оксидов: N_2O_5 , P_2O_3 , CaO , K_2O , NO_2 . Напишите уравнения реакций их гидратации.
6. Какие оксиды можно получить, разлагая при нагревании следующие вещества: $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, H_2SiO_3 , H_2SO_4 ? Напишите уравнения реакций и названия оксидов.
7. С какими из перечисленных ниже оксидов будет реагировать соляная кислота: SiO_2 , CuO , SO_2 , Fe_2O_3 , CdO , P_2O_5 , CO_2 , ZnO ? Напишите соответствующие реакции.
8. Могут ли одновременно находиться в растворе: LiOH и NaOH , KOH и SO_2 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$ и $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Sr}(\text{OH})_2$ и NO_2 , NaOH и P_2O_5 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$ и CO_2 ? Ответ

поясните. Напишите необходимые реакции и названия образующихся соединений.

9. Какие кислоты могут быть получены непосредственным взаимодействием с водой оксидов: P_2O_5 , CO_2 , N_2O_5 , SO_2 , NO_2 ?
10. Написать уравнения реакций, свидетельствующих об основных свойствах FeO , Al_2O_3 , CaO , CrO .
11. Написать уравнения реакций, доказывающих кислотный характер SO_3 , Mn_2O_7 , P_2O_5 , CrO_3 .
12. Какие из веществ, формулы которых приведены ниже, будут реагировать с оксидом бария CO_2 , $NaOH$, P_2O_5 , $AlCl_3$, K_2O , CuO , H_2O ? Дайте обоснованный ответ. Напишите уравнения возможных реакций, укажите условия их осуществления и назовите вещества.
13. Какие вещества, формулы которых указаны ниже, будут реагировать с оксидом цинка: $NaOH$, Fe_2O_3 , $Ca(OH)_2$, SO_3 , HNO_3 ? Дайте обоснованный ответ. Запишите уравнения возможных реакций, укажите условия их осуществления и назовите вещества.
14. Написать уравнения реакций образования $Mg_2P_2O_7$, $Ca_3(PO_4)_2$, $Mg(ClO_4)_2$, $Ba(NO_3)_2$ в результате взаимодействия:
 - а) основного и кислотного оксидов;
 - б) основания и кислотного оксида;
 - в) основного оксида и кислоты.
15. Укажите какой характер имеют гидраты указанных оксидов: CaO , N_2O_5 , Mn_2O_7 , MnO , SnO , FeO , SiO_2 , Fe_2O_3 . Напишите формулы гидратов, назовите их.
16. Назовите и напишите графические формулы оксидов: P_2O_5 , CO_2 , Mn_2O_7 , ZnO . Составьте уравнения реакций взаимодействия с водой.
17. Напишите реакции солеобразования оксидов следующих элементов:
 - а) лития, бериллия, бора, углерода, азота.
 - б) натрия, магния, алюминия, фосфора, серы;
 - в) стронция, серебра, цинка, сурьмы, мышьяка.

18. Назовите оксиды и приведите формулы соответствующих им гидратных соединений: SnO , SnO_2 , ClO_2 , SrO , P_2O_5 , N_2O_5 .
19. Напишите эмпирические и графические формулы оксидов:
- а) рубидия, цезия, галлия, ртути (II),
 - б) таллия (I), таллия (III), углерода (II), мышьяка (III),
 - в) мышьяка (V), сурьмы (V), висмута (III), сурьмы (III);
 - г) серы (IV), серы (VI), селена (IV), селена (VI);
 - д) теллура (IV), теллура (VI), хлора (I), хлора (VII);
 - е) хрома (III), хрома (VI), марганца (II), марганца (IV);
 - ж) марганца (VII), железа (II), железа (III), олова (IV).
20. Напишите уравнения реакций солеобразования оксидов хрома. Приведите графические формулы этих оксидов.
21. Напишите графические формулы и назовите оксиды:
- а) ClO_2 , P_2O_5 , P_2O_3 , N_2O_3 , SiO_2 ;
 - б) MgO , PbO_2 , PbO , GeO_2 , Pb_2O .
22. Назвать соли и написать их графические формулы
- а) CrCl_3 , $\text{Ba}(\text{HCO}_3)_2$, MgSO_4 , AlOHCl_2 ;
 - б) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$, CrOHSO_4 , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, $\text{Fe}(\text{HS})_2$;
 - в) $(\text{ZnOH})_2\text{SO}_3$, $\text{Al}(\text{H}_2\text{PO}_4)_3$, CaSiO_3 , FeCl_2 ;
 - г) $\text{Cr}_2(\text{HPO}_4)_3$, FeOHNO_3 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, CoS ;
 - д) AlN , $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$, $\text{Al}_2(\text{SO}_3)_3$, MgHCO_3 ;
 - е) MgSO_3 , Na_2HPO_4 , $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$, CaSiO_3 ;
 - ж) Na_2S , KClO_3 , FeOHNO_3 , $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$;
 - и) FeOHCl , FeHPO_4 , $\text{Cu}(\text{AlO}_2)$, Al_2O_3 ;
 - к) $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{SO}_4$, $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, Al_2S_3 , NaHZnO_2 ;
 - л) $\text{Ba}(\text{HSO}_3)_2$, CrOHSO_4 , Na_2PbO_2 , Na_3AlO_3 ;
 - м) $\text{Mg}(\text{ClO}_4)_2$, CoOHCl , $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$, ZnF_2 ;
 - н) PbOHNO_3 , BaHAlO_3 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, Mg_2Si ;
 - п) $\text{Al}_4(\text{SiO}_4)_3$, $\text{Cd}(\text{HS})_2$, NaH_2PO_4 , K_2MnO_4 ;
 - р) NaMnO_4 , $\text{Al}(\text{ZnO}_2)_3$, $\text{Fe}(\text{HCO}_3)_2$, CrOHSO_4 ;

с) $\text{Ba}(\text{OCl})_2$, NaVO_3 , $\text{Ca}(\text{HSiO}_3)_2$, $(\text{PbOH})_2\text{SO}_4$.

23. Составьте формулы следующих солей:

а) дигидрофосфат кальция, сульфат гидроксоалюминия, сульфат бария, карбонат алюминия;

б) нитрит кальция, гидроалюминат цинка, сульфид бария, хлорид гидроксоцинка (II);

в) сульфат гидроксоникеля (II), гидросульфид кадмия, карбид железа (III), хромат кальция;

г) хлорид гидроксожелеза (II), силицид магния, дигидроалюминат бария, нитрит цинка (II);

д) хлорид дигидроксоалюминия, гидросульфит бария, нитрид кальция, манганат железа (III);

е) нитрат гидроксохрома (III), бихромат стронция, дигидросиликат калия, ортоалюминат бария;

ж) метаборат меди (II), ортоалюминат алюминия, хлорид гидроксоцинка (II), сульфид железа (III);

и) гипохлорит алюминия, гидроортоалюминат кальция, бромид ванадия (V), сульфит гидроксомеди (II);

к) метафосфат кальция, перхлорат натрия, гидрокарбонат магния, сульфат дигидроксожелеза (II);

л) ортосиликат магния, нитрит свинца (II), гидрохромат меди (II), бромид гидроксоалюминия;

м) метасиликат цинка, сульфит железа (III), нитрат гидроксожелеза (III), дигидроортоалюминат кобальта (II);

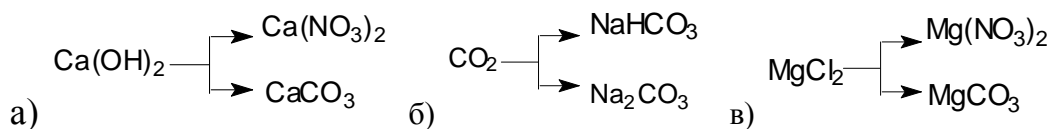
н) метаалюминат кальция, дигидросульфид железа (III), перманганат бария, хлорид дигидроксомагния;

п) ортоалюминат магния, гидроксокарбонат алюминия, метафосфат цинка;

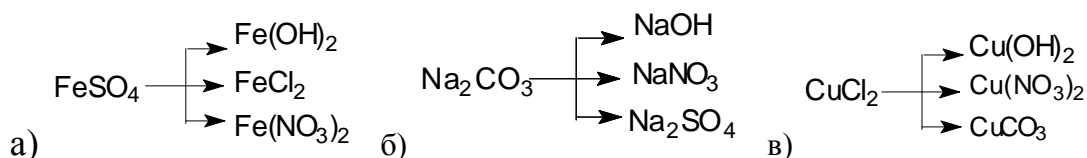
р) плюмбит магния, ортосиликат алюминия, нитрат дигидроксохрома (III), гидрофосфат никеля (II);

- с) плюмбит алюминия, сульфид алюминия, хлорид дигидроксохрома (III), гидросульфит меди (II).
24. Составить уравнения реакций получения солей: дигидрофосфат натрия, гидросульфит бария, хлорид дигидроксоалюминия, нитрат гидроксохрома (III).
25. Как превратить соли, указанные в задаче 24, в средние?
26. Изменяя соотношение реагирующих веществ по реакции $\text{Ca(OH)}_2 + \text{H}_3\text{PO}_4$ получить кислые, основную и среднюю соли.
27. Назовите приводимые ниже кислые соли и напишите уравнения реакций, при помощи которых можно эти соли превратить в средние: KH_2PO_4 , K_2HPO_4 .
28. Назовите приводимые ниже основные соли и напишите уравнения реакций, при помощи которых можно превратить эти соли в средние: Al(OH)Cl_2 , $\text{Fe(OH)}_2\text{Cl}$.
29. Определите массу гидроксида натрия, необходимую для перевода 100 г гидрокарбоната натрия в карбонат натрия.
30. Напишите уравнения реакций образования кислых солей (назовите эти соли):
- | | |
|--|--|
| а) $\text{KOH} + \text{H}_2\text{SO}_3$ | г) $\text{KOH} + \text{H}_3\text{PO}_3$ |
| б) $\text{Ca(OH)}_2 + \text{H}_3\text{PO}_4$ | д) $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{S}$ |
| в) $\text{KOH} + \text{CO}_2$ | е) $\text{Ba(OH)}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4$ |
31. Напишите уравнения реакций образования основных солей (назовите их):
- | | |
|-------------------------------------|--|
| а) $\text{Al(OH)}_3 + \text{HNO}_3$ | г) $\text{Bi(OH)}_3 + \text{HNO}_3$ |
| б) $\text{Mg(OH)}_2 + \text{HCl}$ | д) $\text{Fe(OH)}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4$ |
| в) $\text{Cu(OH)}_2 + \text{HNO}_3$ | е) $\text{Al(OH)}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4$ |
32. Составьте формулы средних и кислых бариевых солей следующих кислот: H_2SO_4 , H_2S , H_3PO_4 . Напишите реакции получения кислых солей. Назовите их.
33. Переведите в средние следующие соли: NaHCO_3 , ZnOHCl , $\text{Bi(OH)}_2\text{NO}_3$, $\text{Ca(HCO}_3)_2$, $\text{Mg(HSO}_3)_2$. Напишите уравнения соответствующих реакций.

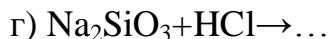
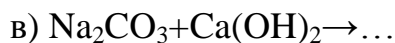
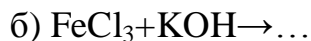
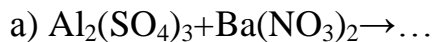
34. Составить уравнения реакций между кислотами и основаниями, приводящих к образованию солей: NaNO_3 , NaHSO_4 , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Fe}(\text{HCO}_3)_2$.
35. Переведите в средние следующие соли: FeOHHSO_4 , $\text{Fe}(\text{HCO}_3)_2$, KHS , $(\text{MgOH})_2\text{SO}_4$.
36. Напишите формулы средних, кислых и основных солей алюминия следующих кислот: CH_3COOH , HNO_3 , H_2SiO_3 .
37. Напишите формулы основных и кислых кальциевых солей следующих кислот: H_2SiO_3 , H_2CO_3 , H_2SO_4 .
38. Составить уравнения реакций между кислотами и основаниями, приводящих к образованию солей K_2S , KHS , $(\text{MgOH})_2\text{SO}_4$, $\text{Mg}(\text{HSiO}_3)_2$.
39. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



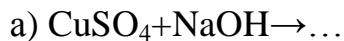
40. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:

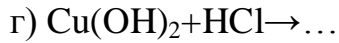


41. Допишите уравнения реакций взаимодействия веществ в молекулярной и ионной формах:

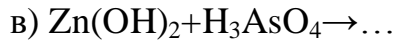
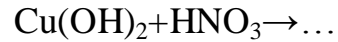
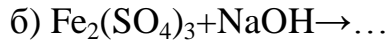
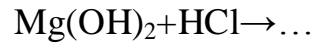
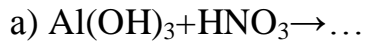


42. Допишите уравнения следующих реакций в молекулярной и ионной формах:

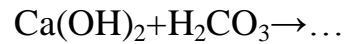
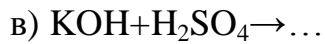
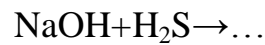
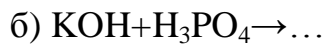
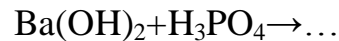




43. Допишите уравнения реакций образования основных солей в молекулярной и ионной формах:



44. Допишите уравнения реакций образования кислых солей в молекулярной и ионной формах:



45. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах между следующими веществами: а) хлоридом железа (III) и фосфатом натрия; б) сульфатом меди (II) и фосфатом натрия; в) сероводородом и нитратом меди (II); г) сульфитом калия и сульфатом цинка; д) сульфитом натрия и нитратом магния; е) карбонатом калия и сульфидом бария; ж) силикатом натрия и бромидом кальция.

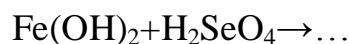
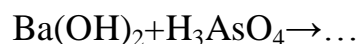
46. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах между следующими веществами: а) гидроксохлоридом магния и гидроксидом натрия; б) гидросульфатом железа (III) и серной кислотой; в) гидрофосфатом кальция и гидроксидом кальция; г) гидросульфидом кальция и гидроксидом калия; д) дигидрофосфатом бария и гидроксидом бария.

47. Составьте уравнения реакций в молекулярной и ионной формах между соответствующими кислотами и гидроксидами, приводящими к образованию следующих солей: FeOHSO_4 , NaHCO_3 , $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.

48. Закончите уравнения следующих реакций получения солей в молекулярной и ионной формах:



49. Закончите уравнения реакций получения солей в молекулярной и ионной формах:



50. Напишите уравнения реакций образования средних солей между следующими веществами: а) силикатом натрия и азотной кислотой; б) гидрокарбонатом калия и бромводородной кислотой; в) гидросульфатом калия и гидроксидом калия; г) гидрокосульфатом алюминия и серной кислотой; д) гидроксоацетатом алюминия и уксусной кислотой; е) гидросульфидом кальция и гидроксидом кальция.

51. Составить уравнения реакций получения всеми возможными способами следующих солей: сульфат меди (II), нитрат натрия, карбонат кальция.

52. Какие соли можно получить, имея в своем распоряжении CaSO_4 , AgNO_3 , K_3PO_4 , BaCl_2 . Написать уравнения реакций и назвать полученные соединения.

53. Могут ли одновременно находиться в растворе следующие вещества: CuSO_4 и BaCl_2 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$ и CO_2 , KOH и H_3PO_4 , KNO_3 и CaCl_2 , NaOH и Na_2HPO_4 , MgOHCl и KOH ? Ответ поясните, напишите уравнения реакций и названия полученных веществ.

54. Какова массовая доля (%) хлорида цинка в растворе, полученном при взаимодействии 13 г металлического цинка со 100 г раствора, содержащего 14,6 г HCl ?

55. Какая масса раствора HCl с массовой долей 20% израсходована для полного растворения 10 г смеси цинка с оксидом цинка, если известно, что при этом выделилось 2,24 л водорода?

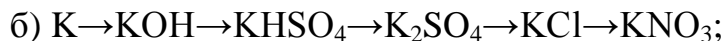
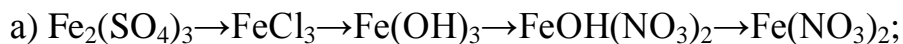
56. Вычислите массовую долю (%) серной кислоты в растворе, полученном растворением 40 г SO_3 в 160 г раствора H_2SO_4 с массовой долей 80%.

57. При действии серной кислоты на 800 г NaCl получено 200 г HCl. Какова массовая доля (%) продукта реакции от теоретического выхода?
58. Какой объем CO₂ выделится, если прокалить 200 г CaCO₃, содержащего 15% примесей?
59. К 25 мл раствора HCl с массовой долей 10% (плотность 1,047 г/см³) прибавили 30 мл раствора NaOH с массовой долей 10% (плотность 1,109 г/см³). Какова реакция среды после окончания реакции?
60. Вычислите массу оксида кальция, необходимую для получения гидроксида кальция массой 3,7 г.
61. Оксид углерода (II) можно получить при взаимодействии углерода с оксидом железа (III). Составьте уравнение реакции и вычислите, сколько литров оксида углерода (II) образуется из оксида железа (III) массой 80 г.
62. Сколько граммов оксида серы (VI) пошло на образование сульфата калия массой 270 г?
63. Вычислите количество оксида алюминия, необходимое для получения Al(NO₃)₃ массой 213 г.
64. Сколько молей оксида углерода (IV) необходимо для образования Ca(HCO₃)₂ количеством вещества 0,5 моль?
65. Сколько граммов гидроксида натрия с массовой долей NaOH 10% требуется на нейтрализацию серной кислоты массой 20 г с массовой долей H₂SO₄ 4,9%?
66. Сколько гидроксида натрия получается в результате взаимодействия с водой оксида натрия количеством вещества 0,1 моль?
67. Сколько граммов водорода можно получить при взаимодействии железа массой 11,2 г с соляной кислотой?
68. Сколько литров водорода можно получить при действии избытка разбавленной серной кислоты на цинк массой 24 г?
69. Смесь оксида меди (II) и металлической меди массой 2,5 г обработали раствором соляной кислоты массой 3,6 г (кислота взята в избытке). Сколько

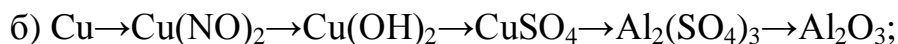
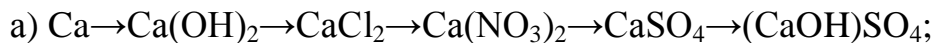
кислоты при этом было израсходовано? Каков состав смеси, если меди в ней 20%?

70. При взаимодействии двухвалентного металла массой 1,4 г с кислотой выделился водород объемом 0,56 л. Назовите этот металл.
71. Какое количество серной кислоты потребовалось для осаждения сульфата бария массой 699 г при взаимодействии избытка хлорида бария с серной кислотой?
72. При обработке серной кислотой фосфорита массой 1 кг с массовой долей $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ 62% был получен суперфосфат $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 2\text{CaSO}_4$ массой 0,910 кг. Определите массовую долю (%) выхода суперфосфата от теоретического.
73. Сколько граммов концентрированной азотной кислоты требуется для окисления меди массой 8 г до нитрата меди?
74. Какое количество аммиака и серной кислоты необходимо для образования сульфата аммония массой 26,4 г?
75. Сколько граммов соляной кислоты должно прореагировать с карбонатом кальция, чтобы образовался диоксид углерода массой 132 г?
76. Сколько граммов гидроксида калия необходимо взять для нейтрализации 0,5 моль серной кислоты?
77. К раствору, содержащему хлорид меди (II) массой 5,4 г, прибавили раствор, содержащий сероводород массой 1,7 г. Раствор выпарили. Определите количество и массу образовавшегося осадка.
78. При взаимодействии избытка сульфата калия с раствором нитрата свинца (II) образовался осадок массой 9,09 г. Сколько граммов нитрата свинца (II) содержалось в растворе?
79. К раствору, содержащему 0,2 моль хлорида железа (III), прибавили 0,24 моль гидроксида натрия. Сколько молей гидроксида железа образовалось в результате реакции и сколько граммов хлорида железа (III) осталось в растворе?
80. Сколько литров диоксида углерода образуется при сжигании соединения массой 8 г, состоящего из С (массовая доля 75%) и Н (25%)?

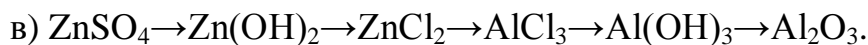
81. Сколько граммов гидроксида калия потребуется для превращения серной кислоты массой 70 г в кислую соль?
82. Каковы масса и состав соли, образующейся при взаимодействии 20 г NaOH и 30 г H₂SO₄?
83. Через раствор, содержащий 14,8 г Ca(OH)₂, пропустили 22,4 л CO₂. Каковы состав соли и её масса?
84. Составить уравнения, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:
- а) Fe(OH)₃ → Fe₂O₃ → Fe → FeCl₃ → FeOHCl₂ → Fe₂(SO₄)₃ → Fe(NO₃)₃;
- б) P → P₂O₅ → H₃PO₄ → Ca₃(PO₄)₂ → Ca(H₂PO₄)₂ → Ca₃(PO₄)₂;
- в) Cu(OH)₂ → CuO → Cu → CuSO₄ → Cu₂(OH)₂SO₄ → Cu(NO₃)₂;
- г) Ca(HCO₃)₂ → CaCO₃ → CaO → CaCl₂ → CaCO₃ → CaSO₄;
- д) Al₂O₃ → KAlO₂ → Al(OH)₃ → AlOHSO₄ → Al → Al(NO₃)₃;
- е) Zn → ZnSO₄ → Zn(OH)₂ → Na₂ZnO₂ → ZnCl₂ → ZnCO₃ → ZnO;
- ж) CO₂ → Ca(HCO₃)₂ → CaCO₃ → CaCl₂ → Ca(OH)₂ → CaCO₃ → CO₂;
- и) SiO₂ → Si → Mg₂Si → SiH₄ → SiO₂ → Na₂SiO₃ → H₂SiO₃ → SiO₂;
- к) Al → NaAlO₂ → HAlO₂ → K[Al(OH)₄] → Al₂O₃ → Al → AlCl₃ → AlOHCl₂;
- л) S → FeS → SO₂ → H₂SO₃ → FeSO₄ → FeHSO₄ → Fe₂(SO₄)₃ → FeOHSO₄;
- м) Cu → Cu(NO₃)₂ → Cu(OH)₂ → CuOHCl → CuCl₂ → [Cu(NH₃)₄]Cl₂;
- н) (NH₄)₂Cr₂O₇ → Cr₂O₃ → Cr(OH)₃ → NaCrO₂ → Na₂CrO₄ → NaHCrO₄;
- п) NaHCO₃ → Na₂CO₃ → Na₂O → Na₂SO₄ → NaOH → Cr(OH)₃ → CrOHSO₄;
- р) KMnO₄ → MnO₂ → K₂MnO₄ → KMnO₄ → H₂MnO₄ → MnO₂ → Mn(OH)₄ → MnCl₄;
- с) ZnO → Al₂(ZnO₂)₃ → Zn(OH)₂ → ZnCl₂ → ZnOHCl → ZnCl₂.
85. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:
- а) ZnSO₄ → Zn(OH)₂ → ZnCl₂ → Zn → ZnSO₄ → Zn(OH)₂ → Na₂[Zn(OH)₄];
- б) AlCl₃ → Al(NO₃)₃ → Al(OH)₃ → Na[Al(OH)₄] → Al₂(SO₄)₃;
- в) Pb(NO₃)₂ → Pb(OH)₂ → PbO → Na₂[Pb(OH)₄] → PbSO₄.
86. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



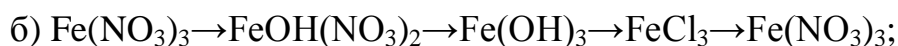
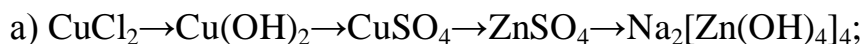
87. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



88. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



89. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



Варианты домашних заданий

Ва- риант	Номер задачи				
	1	1	22 а	24	54
2	2	22 б	25	55	84 б
3	3	22 в	26	56	84 в
4	4	22 г	27	57	84 г
5	5	22 д	28	58	84 д
6	6	22 е	29	59	84 е
7	7	22 ж	30	60	84 ж
8	8	22 и	31	61	84 и
9	9	22 к	32	62	84 к
10	10	22 л	33	63	84 л
11	11	22 м	34	64	84 м
12	12	22 н	35	65	84 н
13	13	22 п	36	66	84 п
14	14	22 р	37	67	84 р
15	15	22 с	38	68	84 с
16	16	23 а	39	69	85 а
17	17 а	23 б	40	70	85 б
18	17 б	23 в	41	71	85 в
19	17 в	23 г	42	72	86 а
20	18	23 д	43	73	86 б
21	19 а	23 е	44	74	86 в
22	19 б	23 ж	45	75	87 а
23	19 в	23 и	46	76	87 б
24	19 г	23 к	47	77	87 в
25	19 д	23 л	48	78	88 а
26	19 е	23 м	49	79	88 б
27	19 ж	23 н	50	80	88 в
28	20	23 п	51	81	89 а
29	21 а	23 р	52	82	89 б
30	21 б	23 с	53	83	89 в

Периодическая таблица с длинными периодами

	IA	IIA	IIIA	IVS	VS	VIS	VIIIS	VIII			IS	IIIS	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIII A
1	H ¹ 1,008 ВОДОРОД																	He ² 4,003 ГЕЛИЙ
2	Li ³ 6,94 ЛИТИЙ	Be ⁴ 9,01 НАТРИЙ											B ⁵ 10,81 БОР	C ⁶ 12,01 УГЛЕРОД	N ⁷ 14,007 АЗОТ	O ⁸ 15,999 КИСЛОРОД	F ⁹ 18,968 ФТОР	Ne ¹⁰ 20,179 НЕОН
3	Na ¹¹ 22,99 НАТРИЙ	Mg ¹² 24,31 МАГНИЙ											Al ¹³ 26,98 АЛЮМИНИЙ	Si ¹⁴ 28,01 КРЕМНИЙ	P ¹⁵ 30,97 ФОСФОР	S ¹⁶ 30,97 СЕРА	Cl ¹⁷ 35,45 ХЛОР	Ar ¹⁸ 39,95 АРГОН
4	K ¹⁹ 39,098 КАЛИЙ	Ca ²⁰ 40,08 КАЛЬЦИЙ	Sc ²¹ 44,96 СКАНДИЙ	Ti ²² 47,87 ТИТАН	V ²³ 50,996 ВАНАДИЙ	Cr ²⁴ 51,996 ХРОМ	Mn ²⁵ 54,94 МАРГАНЕЦ	Fe ²⁶ 55,85 ЖЕЛЕЗО	Co ²⁷ 58,93 КОБАЛЬТ	Ni ²⁸ 58,69 НИКЕЛЬ	Cu ²⁹ 63,55 МЕДЬ	Zn ³⁰ 65,39 ЦИНК	Ga ³¹ 69,72 ГАЛЛИЙ	Ge ³² 72,61 ГЕРМАНИЙ	As ³³ 74,92 МЫШЬЯК	Se ³⁴ 78,96 СЕЛЕН	Br ³⁵ 79,90 БРОМ	Kr ³⁶ 83,80 КРИПТОН
5	Rb ³⁷ 85,47 РУБИДИЙ	Sr ³⁸ 87,62 СТРОНЦИЙ	Y ³⁹ 88,91 ИТРИЙ	Zr ⁴⁰ 91,22 ЦИРКОНИЙ	Nb ⁴¹ 92,91 НИОБИЙ	Mo ⁴² 95,94 МОЛИБДЕН	Tc ⁴³ 98 ТЕХНЕЦИЙ	Ru ⁴⁴ 101,07 РУТЕНИЙ	Rh ⁴⁵ 102,91 РОДИЙ	Pd ⁴⁶ 106,42 ПАЛЛАДИЙ	Ag ⁴⁷ 107,87 СЕРЕБРО	Cd ⁴⁸ 112,41 КАДМИЙ	In ⁴⁹ 114,82 ИНДИЙ	Sn ⁵⁰ 118,71 ОЛОВО	Sb ⁵¹ 121,75 СУРЬМА	Te ⁵² 127,75 ТЕЛЛУР	I ⁵³ 126,90 ИОД	Xe ⁵⁴ 131,29 КСЕНОН
6	Cs ⁵⁵ 132,91 ЦЕЗИЙ	Ba ⁵⁶ 137,33 БАРИЙ	⁵⁷⁻⁷¹ La-Lu *	Hf ⁷² 178,49 ГАФНИЙ	Ta ⁷³ 180,95 ТАНТАЛ	W ⁷⁴ 183,84 ВОЛЬФРАМ	Re ⁷⁵ 186,21 РЕНИЙ	Os ⁷⁶ 190,2 ОСМИЙ	Ir ⁷⁷ 192,22 ИРИДИЙ	Pt ⁷⁸ 195,08 ПЛАТИНА	Au ⁷⁹ 196,97 ЗОЛОТО	Hg ⁸⁰ 200,59 РТУТЬ	Tl ⁸¹ 204,38 ТАЛЛИЙ	Pb ⁸² 207,2 СВИНЕЦ	Bi ⁸³ 208,98 ВИСМУТ	Po ⁸⁴ [209] ПОЛОНИЙ	At ⁸⁵ [210] АСТАТ	Rn ⁸⁶ [222] РАДОН
7	Fr ⁸⁷ [223] ФРАНЦИЙ	Ra ⁸⁸ [226] РАДИЙ	⁸⁹⁻¹⁰³ Ac-Lr **	Rf ¹⁰⁴ [261] РЕЗЕРФОРДИЙ	Db ⁷² 178,49 ДУБНИЙ	Sg ¹⁰⁶ [266] СИБОРТИЙ	Bh ¹⁰⁷ [267] БОРИЙ	Hs ¹⁰⁸ [269] ХАССИЙ	Mt ¹⁰⁹ [268] МЕЙТНЕРИЙ	110 [268]	111 [268]	112 [277]	113	114 [289]	115	116 [...]	117	118

67

La ⁵⁷ 1,008 ЛАНТАН	Ce ⁵⁸ 1,008 ЦЕРИЙ	Pr ⁵⁹ 1,008 ПРАЗЕОДИМ	Nd ⁶⁰ 1,008 НЕОДИМ	Pm ⁶¹ 1,008 ПРОМЕТИЙ	Sm ⁶² 1,008 САМАРИЙ	Eu ⁶³ 1,008 ЕВРОПИЙ	Gd ⁶⁴ 1,008 ГАДОЛИНИЙ	Tb ⁶⁵ 1,008 ТЕРБИЙ	Dy ⁶⁶ 1,008 ДИСПРОЗИЙ	Ho ⁶⁷ 1,008 ГОЛЬМИЙ	Er ⁶⁸ 1,008 ЭРБИЙ	Tm ⁶⁹ 1,008 ТУЛИЙ	Yb ⁷⁰ 1,008 ИТТЕРБИЙ	Lu ⁷¹ 1,008 ЛЮТЕЦИЙ	*	Лантаноиды
Ac ⁸⁹ [227] АКТИНИЙ	Th ⁹⁰ 232,04 ТОРИЙ	Pa ⁹¹ [231] ПРОТАКТИНИЙ	U ⁹² 238,03 УРАН	Np ⁹³ [227] НЕПТУНИЙ	Pu ⁹⁴ [244] ПЛУТОНИЙ	Am ⁹⁵ [243] АМЕРИЦИЙ	Cm ⁹⁶ [247] КЮРИЙ	Bk ⁹⁷ [247] БЕРКЛИЙ	Cf ⁹⁸ [251] КАЛИФОРНИЙ	Es ⁹⁹ [252] ЭЙНШТЕЙНИЙ	Fm ¹⁰⁰ [257] ФЕРМИЙ	Md ¹⁰¹ [258] МЕНДЕЛЕВИЙ	No ¹⁰² [259] НОБЕЛИЙ	Lr ¹⁰³ [260] ЛОУРЕНСИЙ	**	Актиноиды

Таблица 2

Раство-
солей, ки-
нований в

Ионы	H ⁺	NH ₄ ⁺	K ⁺	Na ⁺	Ag ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Zn ²⁺	Cu ²⁺	Hg ²⁺	Pb ²⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Al ³⁺
OH ⁻	-	-	P	P	-	P	M	H	H	H	-	H	H	H	H
O ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
Cl ⁻	P	P	P	P	H	P	P	P	P	P	P	M	P	P	P
S ²⁻	P	P	P	P	H	-	-	-	H	H	H	H	H	H	H
SO ₃ ²⁻	P	P	P	P	M	M	M	M	M	-	-	H	M	-	-
SO ₄ ²⁻	P	P	P	P	M	H	M	P	P	P	-	H	P	P	P
CO ₃ ²⁻	P	P	P	P	H	H	H	H	H	H	-	H	H	-	-
SiO ₃ ²⁻	H	-	P	P	H	H	H	-	H	-	-	H	H	-	-
PO ₄ ³⁻	P	P	P	P	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
CH ₃ COO ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P

римность
слот и ос-
воде:
P –
раство-
римые
(больше 1
г в 100 г
воды);
- ма
расто
мые (от 1
г и до
0,001 г в
100 г во-
ды); H –
нераство-
римые
(меньше
0,001 г в
100 г во-

ды); черточка – разлагаются водой или
не существуют

БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

1. Ерохин Ю.М., Фролов В.И. Сборник задач и упражнений по химии.–М.: Высшая школа, 2005.
2. Лидин Р.А., Аликберова Л.Ю. Химия: - справочник.–М.: АСТ – ПРЕСС школа, 2005.
3. Глинка Н.Л. Общая химия.–М.: Интеграл-пресс, 2000.
4. Пилипенко А.Т., Починок В.Я., Серeda И.П. и др. Справочник по элементарной химии.–Киев: Наукова думка, 1985.

СОДЕРЖАНИЕ

Введение	3
1. Классы неорганических веществ	4
1.1. Простые вещества	6
1.2. Сложные вещества	8
1.2.1. Оксиды	8
1.2.2. Гидроксиды	14
1.2.3. Соли	21
1.2.4. Бинарные соединения	26
2. Номенклатура неорганических веществ	30
2.1. Современные химические формулы и названия	30
2.2 Тривиальные названия	39
2.3 Минералогические названия	44
2.4 Несуществующие вещества	47
3. Лабораторные работы	49
3.1. Оксиды	49
3.1.1. Получение оксидов	49
3.1.2. Химические свойства оксидов	50
3.2. Основания	51
3.2.1. Получение оснований	51
3.2.2. Химические свойства оснований	52
3.3. Кислоты	52
3.3.1. Получение кислот	52
3.3.2. Химические свойства кислот	53
4. Варианты домашних заданий	54
Приложение	67
Библиографический список	69

Сыркин Алик Михайлович, Зорина Людмила Николаевна

**КЛАССИФИКАЦИЯ И НОМЕНКЛАТУРА
НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ**

Редактор Л.А.Маркешина

**Подписано в печать 28.12.06. Бумага офсетная №2. Формат 60x84 1/16.
Гарнитура «Таймс». Печать трафаретная. Усл. печ. л.4,5 Уч.-изд. л.4,0
Тираж 300 экз Заказ**

**Издательство Уфимского государственного нефтяного
технического университета**

**Типография Уфимского государственного нефтяного технического
университета**

**Адрес издательства и типографии:
450062, Республика Башкортостан, г.Уфа, ул.Космонавтов, 1**