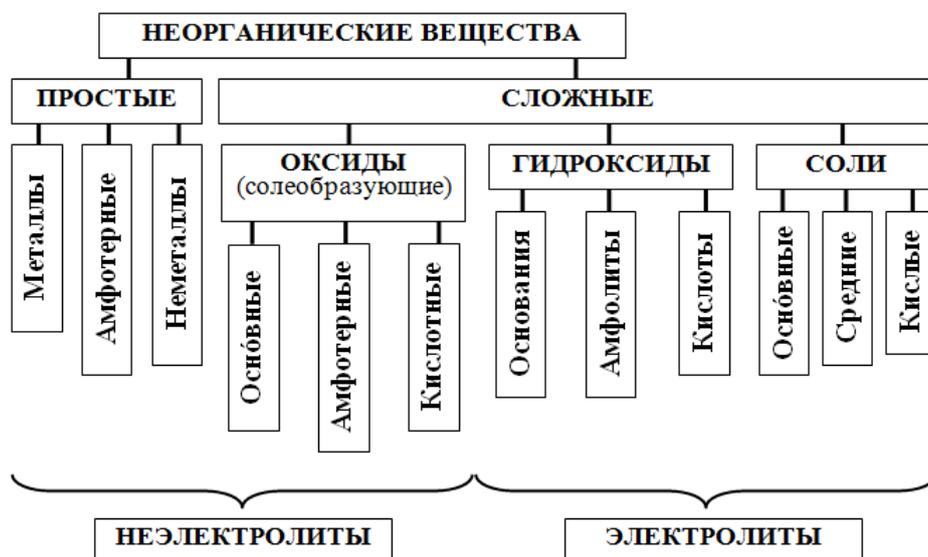




2. КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ

Все вещества делят на простые и сложные. *Простые вещества* состоят из атомов одного вида, молекулы сложных построены из разных атомов. По химическим свойствам среди простых веществ можно выделить металлы, неметаллы и амфотерные металлы и металлоиды. *Сложные вещества* состоят из разных видов атомов. Неорганические соединения принято подразделять на оксиды, гидроксиды и соли. Оксиды и гидроксиды в зависимости от природы образующих их элементов могут проявлять основные, кислотные или амфотерные свойства. Как правило, соединения металлов обладают основными, неметаллов – кислотными, амфотерных элементов – амфотерными свойствами. Между собой основные и кислотные соединения взаимодействуют с образованием солей. Эту реакцию называют нейтрализацией. В зависимости от состава выделяют средние соли, которые можно рассматривать как продукт полной нейтрализации кислоты и основания, и основные или кислые соли – продукт неполной нейтрализации основания или кислоты соответственно.



По характеру взаимодействия с водой все химически инертные к воде вещества делят на электролиты и неэлектролиты. Электролиты в водных растворах подвергаются электролитическому распаду, образуя заряженные ионы. Неэлектролиты к электролитической диссоциации не способны.

Общие свойства классов неорганических соединений.

2.1 Простые вещества

Физические свойства простых веществ. Металлы и элементы с амфотерными свойствами соединений в обычных условиях представляют собой твердые (кроме ртути) вещества атомарного строения с металлической кристаллической решеткой. Температуры плавления металлов находятся в интервале от $-39\text{ }^{\circ}\text{C}$ для ртути до $3410\text{ }^{\circ}\text{C}$ в случае вольфрама. В зависимости от плотности, все металлы делятся на лёгкие (от $0,53$ до 5 г/см^3) и тяжёлые (от 5 до $22,5\text{ г/см}^3$).

Особенности металлической связи влияют на физические свойства простых веществ. Так пластичность, характерная практически для всех металлов, возникает в результате смещения слоёв кристаллической решетки относительно друг друга без разрыва химической связи. Одними из самых пластичных являются золото, серебро и медь. Пластичность зависит от чистоты металла. Даже при небольшом количестве примесей металл может стать твердым и хрупким. Подвижность электронов, образующих металлическую связь, определяет такие важные свойства металлов как тепло- и электропроводность. Одними из лучших проводников тепла и электричества являются серебро, медь, алюминий, а также натрий. Металлический блеск большинства металлов также связан с особенностями взаимодействия света с металлической поверхностью.

Физические свойства простых веществ неметаллов отличаются разнообразием. В обычных условиях среди неметаллов встречаются твердые (углерод, фосфор, сера, иод и др.), жидкие (бром) и газообразные (водород, кислород, фтор, хлор и др.) вещества. Неметаллы могут иметь как атомарное (алмаз С, графит С, красный фосфор Р, кремний Si, благородные газы и др.), так и молекулярное (водород H_2 , кислород O_2 , озон O_3 , азот N_2 , белый фосфор P_4 , фтор F_2 , хлор Cl_2 , бром Br_2 , иод I_2 , сера S_8 и др.) строение. При этом для одного элемента могут существовать **аллотропные модификации**, отличающиеся друг от друга разным строением, например, кислород O_2 и озон O_3 , красный Р и белый P_4 фосфор. Для углерода в настоящее время известно 9 аллотроп-

ных модификаций, самые известные из них алмаз и графит. В твердом состоянии для неметаллов характерно образование между атомами ковалентных неполярных связей. Поэтому твердые неметаллы хрупкие. За исключением графита не проводят тепло и электрический ток. Многие неметаллы обладают характерной окраской: сера – желтая, хлор – желто-зеленый, бром – темно-рыжий, кристаллический иод – темно-фиолетовый и т.д. Некоторые газообразные неметаллы имеют специфический запах.

Химические свойства простых веществ. Металлы и элементы с амфотерными свойствами обладают 1-м, 2-мя или 3-мя валентными электронами. Относительная электроотрицательность (ОЭО) для металлов имеет низкие значения менее 1,5. Амфотерные металлы и металлоиды обладают промежуточными значениями $ОЭО = 2,0 \pm 0,2$. Поэтому для них характерны преимущественно восстановительные свойства и степени окисления +1, +2, +3. Для неметаллов характерны достаточно большие значения ОЭО (от 2,5 до 4,0). Поэтому наряду с положительными степенями окисления и проявлением восстановительных свойств, неметаллы могут демонстрировать отрицательные степени окисления и свойства окислителей.

Металлы (<i>M</i>) и амфотерные элементы (<i>Э</i>)	Неметаллы (<i>неM</i>)
<p>1). <i>M</i> реагируют с <i>неM</i>:</p> <ul style="list-style-type: none"> • кислородом с образование оксидов и пероксидов, • другими неметаллами (Cl_2, Br_2, S, P, N_2, ...) с образованием солей. <p>2). Активные <i>M</i> реагируют с кислотами (кроме HNO_3) с выделением водорода.</p> <p>Малоактивные <i>Э</i> реагируют со щелочами в водной среде с выделением водорода.</p> <p>3). <i>M</i> реагируют с оксидами и солями менее активных металлов.</p> <p>4). <i>M</i> реагируют с другими окислителями</p>	<p>1). <i>неM</i> как окислители:</p> <ul style="list-style-type: none"> • реагируют с металлами, • реагируют с водородом, • реагируют со сложными веществами-восстановителями. <p>2). <i>неM</i> как восстановители:</p> <ul style="list-style-type: none"> • реагируют с более активными неметаллами, • реагируют со сложными веществами-окислителями.

2.2 Оксиды

Оксиды являются одним из самых распространённых видов бинарных соединений. При этом отличительной чертой их является наличие в молекуле кислорода. *Оксиды – это сложные вещества, состоящие из атомов двух видов, один из которых кислород в степени окисления -2.*

По химическим свойствам оксиды делят на две группы:

Несолеобразующие оксиды, которые не вступают в реакции друг с другом и с водой без изменения степени окисления элементов. К ним относятся: CO, NO, N₂O, SiO и др.

Солеобразующие оксиды способны реагировать друг с другом с образованием солей. Многие из них реагируют с водой с образованием соответствующих оснований и кислот. Поэтому солеобразующие оксиды подразделяют на *основные, кислотные и амфотерные*.

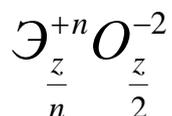
К основным, как правило, относят оксиды металлов, к кислотным – оксиды неметаллов, оксиды амфотерных элементов в промежуточных степенях окисления обладают амфотерными свойствами. Уменьшение степени окисления элемента делает оксид более основным, наоборот, увеличение степени окисления – более кислотным (например, CrO – основной оксид, Cr₂O₃ – амфотерный, CrO₃ – кислотный). Многие оксиды, например Pb₃O₄, Fe₃O₄, содержащие элемент в разных степенях окисления, являются двойными оксидами: $Pb_3O_4 = 2PbO \cdot PbO_2$, $Fe_3O_4 = FeO \cdot Fe_2O_3$. Среди оксидов, особенно среди оксидов *d*-элементов, много нестехиометричных соединений.

Для названия веществ используют разные виды номенклатуры: научную номенклатуру, традиционную (или полусистематическую) и тривиальную. Правила научной номенклатуры были сформулированы в 1961г. на Международном съезде IUPAC. По отношению к неорганическим веществам чаще используют традиционную номенклатуру, разработанную Берцелиусом и Лавуазье, представляющую собой систему приставок и суффиксов. Кроме традиционных у многих веществ существуют тривиальные названия, которые прочно закрепились за ними в связи с особенностями их свойств, методов получения, использования и т.п.

Традиционное название оксида строится следующим образом: сначала произносят слово «оксид», а затем называют образующий его элемент. Если элемент имеет переменную валентность (степень окисления), то она указывается римской цифрой в круглых скобках в конце названия:

K_2O – оксид калия, SO_2 – оксид серы (IV).

При составлении формул необходимо помнить, что молекула всегда электронейтральна, т.е. она содержит одинаковое число положительных и отрицательных зарядов. Степень окисления кислорода в оксидах всегда -2 , степень окисления элемента $+n$. Выравнивание зарядов производят индексами, которые вычисляют с использованием наименьшего общего кратного (z) между 2 и n . Индексы ставят внизу справа от элемента.



Например: оксид алюминия – $Al_2^{+3}O_3^{-2}$

В таблице 3.1 приведены тривиальные названия некоторых наиболее распространённых оксидов.

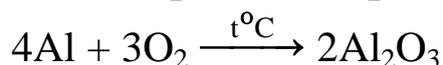
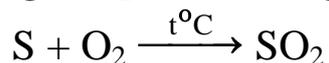
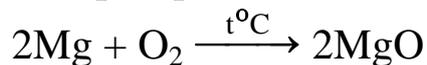
Таблица 3.1. Тривиальные названия оксидов

Формула	Название вещества
CO	угарный газ
CO ₂ CO ₂ (тв)	углекислый газ, сухой лёд
N ₂ O	веселящий газ
NO ₂	бурый газ
SO ₂	сернистый газ (ангидрид)
SO ₃	серный газ (ангидрид)
SiO ₂	кремнезём, песок
Al ₂ O ₃	глинозём
P ₂ O ₅	фосфорный ангидрид
CaO	жжёная (негашёная) известь
MgO	жжёная магнезия
Fe ₃ O ₄ или FeO·Fe ₂ O ₃	железная окалина, сурик железный
ZnO	цинковые белила
TiO ₂	титановые белила

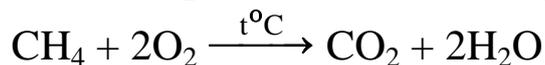
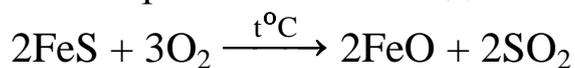
Способы получения и свойства оксидов

Способы получения:

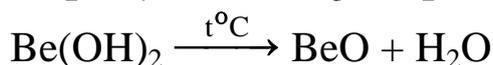
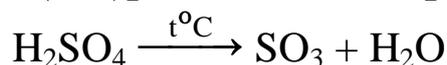
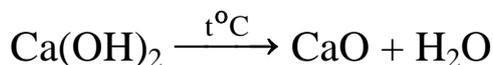
1. Окисление простых веществ. Многие простые вещества непосредственно вступают в реакцию с кислородом. При окислении металлов образуются основные, неметаллов – кислотные, амфотерных веществ – амфотерные оксиды.



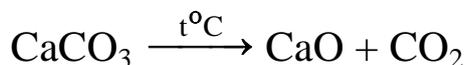
2. Окисление сложных веществ. Горение сложных веществ часто сопровождается образованием оксидов:



3. Термическое разложение гидроксидов и солей без изменения степени окисления атомов. Термическое разложение оснований сопровождается образованием основного оксида и воды, кислот – кислотного оксида и воды, амфотерных гидроксидов – амфотерного оксида и воды.



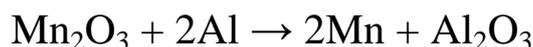
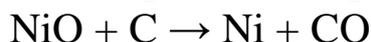
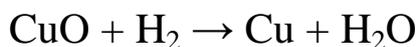
При термическом разложении солей образуются кислотный и основной оксиды.



Физические свойства. Все основные и амфотерные оксиды при н.у. находятся в твердом состоянии, чаще нерастворимы в воде и обладают характерной окраской. Кислотные оксиды могут существовать при н.у. как в твердом, так и в жидком или газообразном состояниях: P_2O_5 – твердый, SiO_2 – твердый, CO_2 – газообразный, SO_3 – жидкий. К воде оксиды относятся по-разному: P_2O_5 – растворимый, SiO_2 – нерастворимый.

Химические свойства оксидов:

1. Взаимодействие оксидов с простыми веществами носит окислительно-восстановительный характер, так например, вещества, обладающие выраженной восстановительной активностью, способны восстанавливать металл из оксида:



2. Взаимодействие оксидов с водой. Эта реакция протекает только при условии образования растворимого основания или растворимой кислоты по схемам:

Основный оксид + вода → щелочь



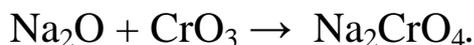
Кислотный оксид + вода → растворимая кислота



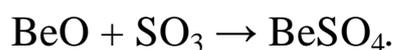
Амфотерные оксиды с водой не реагируют.

3. Взаимодействие оксидов между собой. Солеобразующие оксиды, реагируя друг с другом, образуют соли по схемам:

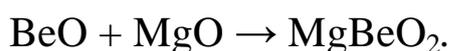
Основный оксид + кислотный оксид → соль



Амфотерный оксид + кислотный оксид → соль

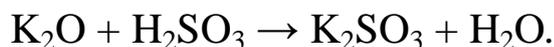


Амфотерный оксид + основной оксид → соль

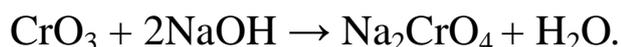


4. Взаимодействие оксидов с кислотами и основаниями приводит к образованию солей и молекул воды:

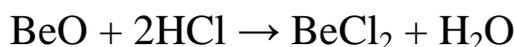
Основный оксид + кислота → соль + вода



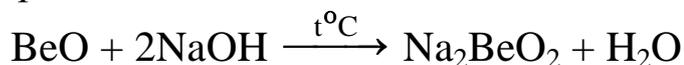
Кислотный оксид + основание → соль + вода



Амфотерный оксид + кислота → соль + вода.



Амфотерный оксид + основание $\xrightarrow{t^\circ\text{C}}$ соль + вода.



В присутствии воды в сильнощелочной среде амфотерные оксиды образуют комплексные соединения по схеме:

Амфотерный оксид + щелочь + вода → комплексная соль



2.3 Гидроксиды

Гидроксиды можно рассматривать как продукт присоединения воды к оксиду. При этом, основным оксидам соответствуют гидроксиды основного характера – *основания*, кислотным оксидам – *кислоты*, амфотерным оксидам – *амфотерные гидроксиды*. Типы гидроксидов различаются по химическим свойствам, но все они являются электролитами.

2.3.1 Основания

К основаниям относятся гидроксиды, состоящие из атомов типичных металлов и одной или нескольких гидроксогрупп (ОН⁻).

С точки зрения электролитической диссоциации основания – это электролиты, способные в водном растворе или расплаве диссоциировать с образованием катионов основного остатка и гидроксид-анионов.

По числу гидроксогрупп (*кислотности*) основания подразделяют на однокислотные (например NaOH), двухкислотные (Ca(OH)₂) и многокислотные. По растворимости основания делят на растворимые (*щелочи*) и нерастворимые. К щелочам не относят слабое растворимое основание – гидроксид аммония NH₄OH.

Основания называются следующим образом: сначала произносят слово «гидроксид», а затем металл, который его образует. Если металл имеет переменную валентность, то она указывается в названии:

KOH – гидроксид калия; Fe(OH)₂ – гидроксид железа (II).

При составлении формул оснований исходят из того, что молекула электронейтральна. Гидроксид анион всегда имеет заряд (-1). В молекуле основания их число определяется степенью окисления атома металла (+*n*). Гидроксогруппа заключается в круглые скобки, а выравнивающий заряды индекс ставится справа внизу за скобками:



где *Cat*^{+*n*} – катион металла. Например: гидроксид магния – Mg(OH)₂.

Помимо традиционных, по отношению к некоторым основаниям, в практике часто применяют тривиальные названия. В таблице 3.2 приведены тривиальные названия некоторых наиболее распространённых оснований.

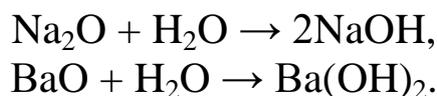
Таблица 3.2. Тривиальные названия оснований

Формула	Название вещества
NaOH	едкий натр, каустик
KOH	едкое кали, калиевый щёлк
Ca(OH) ₂	гашёная известь, известковое молоко
Mg(OH) ₂	магниевое молочко (исп. в медицине)
Ba(OH) ₂	баритовая вода
NH ₄ OH	нашатырный спирт (водн. раствор)

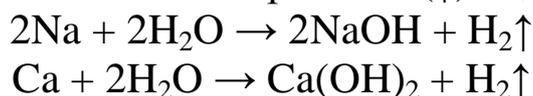
Способы получения и свойства оснований

Способы получения:

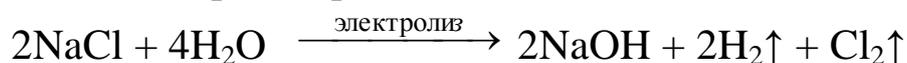
1. Взаимодействие основных оксидов с водой протекает только в случае образования растворимого основания, поэтому это способ получения щелочей.



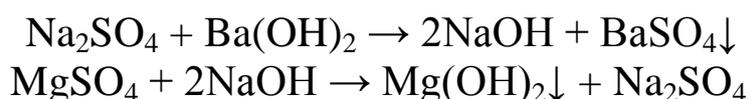
2. Взаимодействие щелочных и щелочноземельных металлов с водой с выделением газообразного (\uparrow) водорода.



3. Промышленным способом получения щелочей является электролиз водных растворов солей.



4. Взаимодействие солей со щелочами может являться способом получения как щелочи, так и труднорастворимого (\downarrow) основания.



Физические свойства. Все основания являются твердыми веществами. Щелочи – это белые кристаллические вещества, мылкие на ощупь, вызывающие сильные ожоги при попадании на

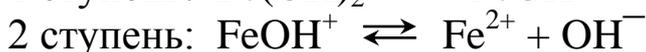
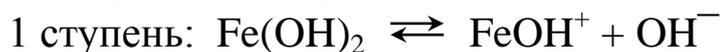
кожу. Поэтому они называются «едкими». При работе со щелочами необходимо соблюдать определенные правила и использовать индивидуальные средства защиты (очки, резиновые перчатки, пинцеты и др.). Если щелочь попала на кожу необходимо промыть это место большим количеством воды до исчезновения мылкости, а затем нейтрализовать раствором борной кислоты.

Химические свойства оснований:

1. Электролитическая диссоциация оснований возможна как в водном растворе, так и в расплаве (для щелочей) по схеме:



При этом диссоциация многокислотных оснований происходит ступенчато, чем объясняется возможность образования как средних, так и основных солей:



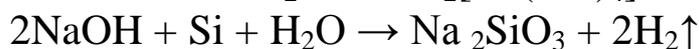
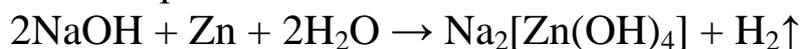
В результате электролитического распада молекул оснований в их водных растворах наблюдается избыток гидроксид анионов, что влияет на окраску индикаторов. В щелочных растворах:

фенолфталеин – малиновый

лакмус – синий

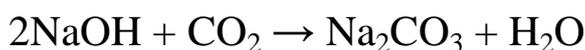
метиловый оранжевый – желтый

2. Взаимодействие оснований с простыми веществами (неметаллами и амфотерными веществами) является окислительно-восстановительной реакцией.

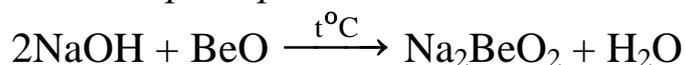


3. Взаимодействие с кислотными и амфотерными оксидами для оснований протекает по схемам:

Основание + кислотный оксид → соль + вода



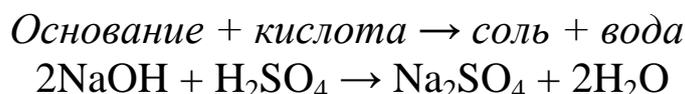
Основание + амфотерный оксид $\xrightarrow{t^\circ C}$ соль + вода.



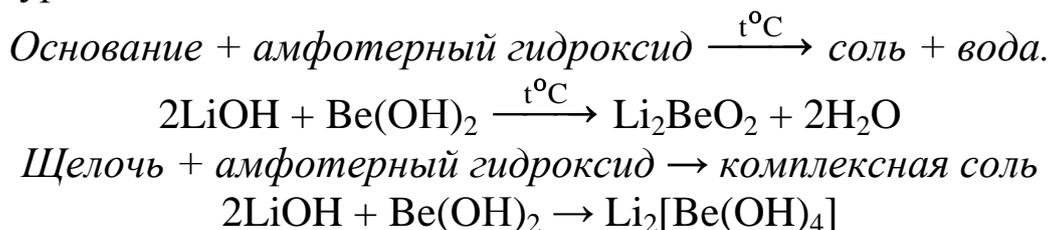
Щелочь + амфотерный оксид + вода → комплексная соль



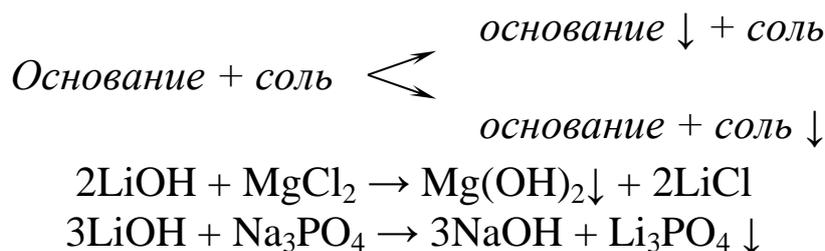
4. Взаимодействие оснований с кислотами с образованием соли и воды называется *реакцией нейтрализации* и протекает по схеме:



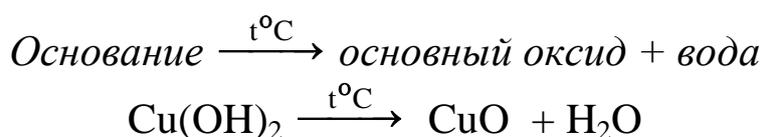
5. Взаимодействие с амфотерными гидроксидами может протекать как в расплаве, так и в водном растворе при комнатной температуре.



6. Взаимодействие оснований с растворимыми солями с образованием осадков представляет собой реакцию обмена.



7. Термическое разложение мало- и труднорастворимых оснований без изменения степени окисления атомов протекает по схеме:



2.3.2 Кислоты

Кислотами называются сложные вещества, состоящие из атомов водорода и кислотных остатков.

С точки зрения теории электролитической диссоциации **кислоты – это электролиты, способные в водных растворах диссоциировать с образованием катионов водорода и анионов кислотного остатка.**

По числу атомов водорода (*оснóвности*) кислоты подразделяют на одноосновные (например HCl), двухосновные (H_2SO_4), трехосновные (H_3PO_4) и многоосновные. По составу кислотного остатка кислоты делят на кислородсодержащие и бескислородные. По растворимости различают растворимые и нерастворимые кислоты. По летучести можно выделить летучие и нелетучие вещества.

Номенклатура кислот. Традиционные названия кислот подчиняются определённым правилам, согласно которым первое слово в названии всегда связано с элементом, образующим кислоту. Вторым в названии звучит слово «кислота». В зависимости от состава кислотного остатка и степени окисления элемента в нем название кислоты может видоизменяться. Происходит это путем добавления приставок и суффиксов.

1. Бескислородные кислоты. Название бескислородных кислот строится путем добавления окончания «**водородная**» к русскому названию кислотообразующего элемента.

Например: HCl – хлор**водородная** кислота.

2. Кислородсодержащие кислоты. В составе кислородсодержащих кислот может присутствовать один и тот же элемент, но в разных степенях окисления. Чтобы отличить такие кислоты друг от друга в названии используют суффиксы, добавляемые к русскому названию кислотообразующего элемента.

Если степень окисления элемента в кислоте максимальная, то кислотообразующий элемент называется с суффиксом «**н**», «**ов**» или «**ев**».

Например: H_2SO_4 – сер**ная** кислота,
 H_3AsO_4 – мышьяк**овая** кислота,
 H_2SiO_3 – кремни**евая** кислота.

Если степень окисления элемента промежуточная, то в названии используются суффиксы «**ист**» или «**оват**».

Например: H_2SO_3 – серни**стая** кислота,
 H_3AsO_3 – мышьяков**истая** кислота,
 HClO_3 – хлорн**оватая** кислота.

Когда элемент образует много кислородсодержащих кислот, то, по мере убывания степени окисления кислотообразующего элемента, суффиксы в названиях используют в следующей по-

следовательности: «н», «ов» или «ев», затем – «оват», после – «ист», для минимальной степени окисления элемента – «оватист».

Например: $\text{HCl}^{+7}\text{O}_4$ – хлорная кислота;
 $\text{HCl}^{+5}\text{O}_3$ – хлорноватая кислота;
 $\text{HCl}^{+3}\text{O}_2$ – хлористая кислота;
 HCl^{+1}O – хлорноватистая кислота.

Иногда в молекулах кислородосодержащих кислот элемент имеет одинаковую степень окисления, но кислоты отличаются по составу. Тогда в названии используются приставки, которые указывают на различное содержание воды в кислоте: «мета» – мало воды, «орто» – много воды.

Например:
 $\text{P}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{HP}^{+5}\text{O}_3$ – метафосфорная кислота,
 $\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_3\text{P}^{+5}\text{O}_4$ – ортофосфорная кислота.

При составлении формул кислот на первом месте всегда записывают водород, затем кислотный остаток. Зная заряд кислотного остатка ($-m$) и водорода (всегда $+1$), в соответствии с электронейтральностью молекул, расставляют индексы:

$\text{H}_m \text{An}^{m-}$, где An^{m-} – анион кислотного остатка.

Традиционные и тривиальные (указаны в скобках) названия важнейших кислот и их анионов* приведены в таблице 3.3.

Таблица 3.3. Названия важнейших кислот и их анионов

Формула	Название кислоты	Формула	Название аниона
HF	фтороводородная (плавиковая)	F^-	фторид
HCl	хлороводородная (соляная)	Cl^-	хлорид
HBr	бромоводородная	Br^-	бромид
HI	иодоводородная	I^-	иодид
H_2S	сероводородная	S^{2-}	сульфид
HCN	циановодородная (синильная)	CN^-	цианид
HN^{+5}O_3	азотная	NO_3^-	нитрат
HN^{+3}O_2	азотистая	NO_2^-	нитрит
$\text{H}_2\text{S}^{+6}\text{O}_4$	серная (купоросное масло)	SO_4^{2-}	сульфат

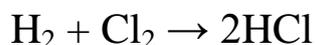
* Особенности номенклатуры анионов кислот будут разобраны в разделе 3.3.

Формула	Название кислоты	Формула	Название аниона
$\text{H}_2\text{S}^{+4}\text{O}_3$	сернистая	SO_3^{2-}	сульфит
H_2CO_3	угольная	CO_3^{2-}	карбонат
H_2SiO_3	метакремниевая (кремниевая)	SiO_3^{2-}	силикат
H_3BO_3	ортоборная	BO_3^{3-}	ортоборат
HBO_2	метаборная	BO_2^-	метаборат
H_3PO_4	ортофосфорная (фосфорная)	PO_4^{3-}	ортофосфат (фосфат)
HPO_3	метафосфорная	PO_3^-	метафосфат
$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$	дифосфорная (пирофосфорная)	$\text{P}_2\text{O}_7^{4-}$	дифосфат (пирофосфат)
$\text{HCl}^{+7}\text{O}_4$	хлорная	ClO_4^-	перхлорат
$\text{HCl}^{+5}\text{O}_3$	хлорноватая	ClO_3^-	хлорат
$\text{HCl}^{+3}\text{O}_2$	хлористая	ClO_2^-	хлорит
HCl^{+1}O	хлорноватистая	ClO^-	гипохлорит
HMnO_4	марганцевая	MnO_4^-	перманганат
H_2CrO_4	хромовая	CrO_4^{2-}	хромат
$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	дихромовая	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	дихромат
CH_3COOH	уксусная (уксус)	CH_3COO^-	ацетат
HCOOH	муравьиная	HCOO^-	формиат
$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	щавелевая	$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$	оксалат

Способы получения и свойства кислот

Способы получения:

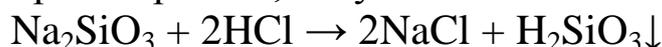
1. Взаимодействие неметаллов с водородом является способом получения летучих водородных соединений, в том числе бескислородных кислот.



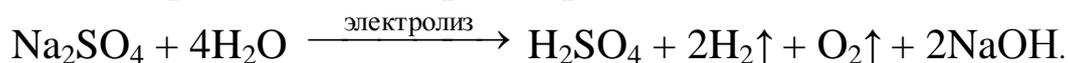
2. Взаимодействие кислотных оксидов с водой с образованием растворимых кислот.



3. Взаимодействие солей с сильными кислотами позволяет получать труднорастворимые, летучие и нестойкие кислоты.



4. Электролиз водных растворов солей:



Физические свойства. Большинство неорганических кислот при н.у. находятся в жидком состоянии, смешиваются с водой в любых соотношениях и затвердевают при низких температурах. Кремниевая и борная кислоты – твердые вещества, нерастворимые в воде. Некоторые кислоты, такие как H_2CO_3 , $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, HMnO_4 , существуют только в водном растворе. Гидратированные анионы некоторых кислот окрашены в характерные цвета. Наконец, такие кислоты, как HF , HCl , HBr , HI , H_2S , HCN , HNO_3 , CH_3COOH , HCOOH – летучие, и обладают резким или характерным запахом. Все кислоты имеют кислый вкус.

Химические свойства кислот:

1. Электролитическая диссоциация кислот протекает в водном растворе по схеме:



Диссоциация многоосновных кислот происходит ступенчато, чем объясняется возможность образования как средних, так и кислых солей:



В результате электролитического распада молекул кислот в их водных растворах наблюдается избыток катионов водорода, что влияет на окраску индикаторов. В кислых растворах:

фенолфталеин – бесцветный

лакмус – красный

метиловый оранжевый – красный

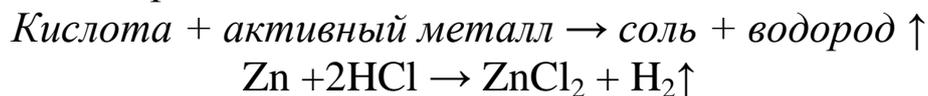
2. Взаимодействие кислот с металлами носит окислительно-восстановительный характер. Металл по отношению к кислоте всегда выступает в роли восстановителя, а свойства окислителя могут проявлять как катионы водорода, так и анионы кислотного остатка. Протекание реакции зависит от свойств кислоты и металла.

а) Кислоты, чьи кислотные остатки не проявляют ярко выраженной окислительной активности, реагируют только с метал-

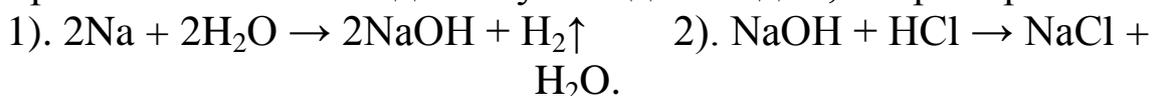
лами, способными восстанавливать катионы водорода. Такие металлы расположены в ряду напряжений слева от водорода (или до водорода):



Реакция протекает по схеме:

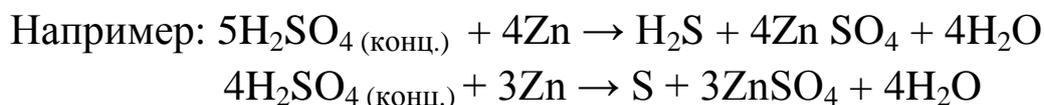
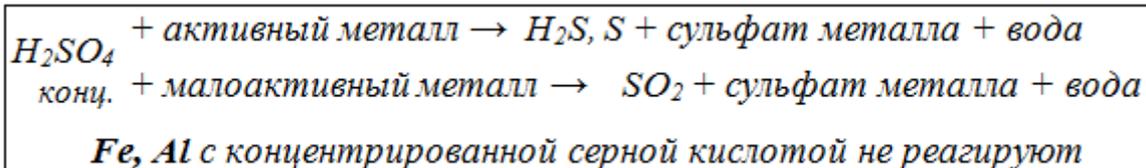
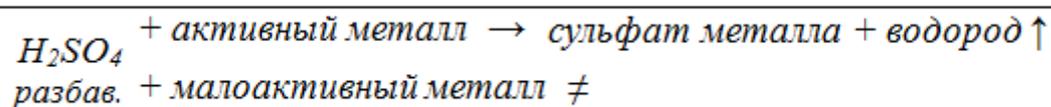


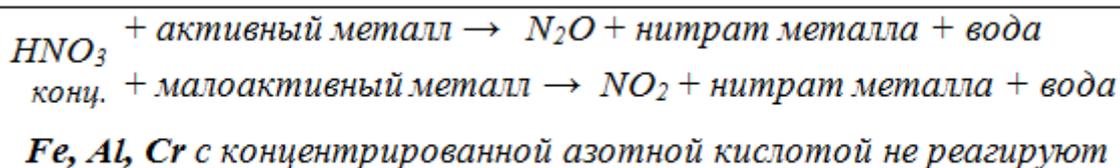
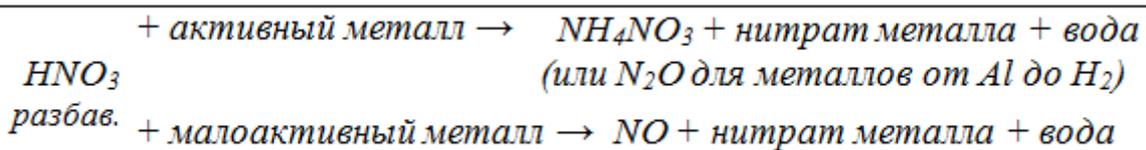
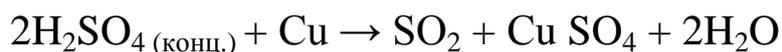
Щелочные и щелочноземельные металлы, как наиболее активные и способные вытеснять водород из воды, с водными растворами кислот взаимодействуют в две стадии, например:



Малоактивные металлы, расположенные в ряду напряжений правее (после) водорода, из разбавленного раствора кислоты водород не вытесняют.

б) Кислоты, содержащие кислотные остатки, обладающие большей окислительной активностью, чем водород, реагируют не только с активными, но и с малоактивными металлами. К таким кислотам относятся азотная и серная кислоты. Окислительная активность их анионов возрастает с увеличением концентрации кислоты. Взаимодействие с металлами для них происходит по схемам, в которых указаны преимущественные продукты реакций:

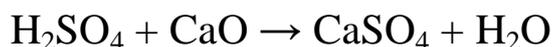




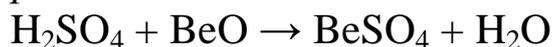
При взаимодействии азотной кислоты любой концентрации и концентрированной серной кислоты с металлами водород никогда не выделяется.

3. Взаимодействие кислот с оксидами протекает по схемам:

Кислота + основной оксид \rightarrow соль + вода

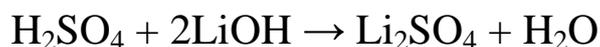


Амфотерный оксид + кислота \rightarrow соль + вода

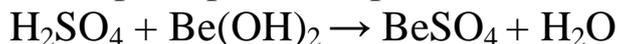


4. Нейтрализация кислот основаниями и амфолитами с образованием соли и воды.

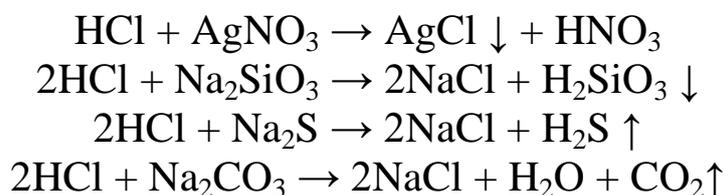
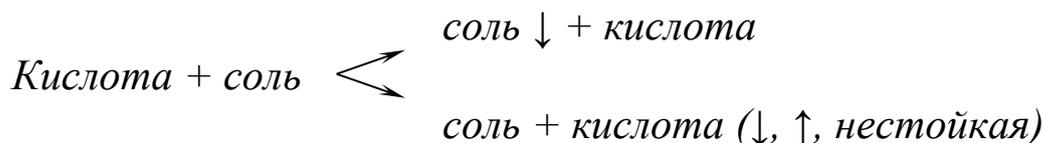
Кислота + основание \rightarrow соль + вода



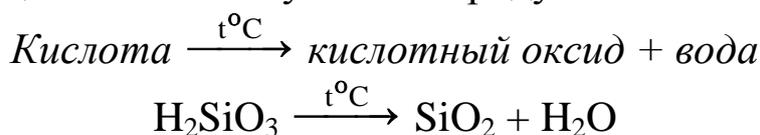
Кислота + амфотерный гидроксид \rightarrow соль + вода



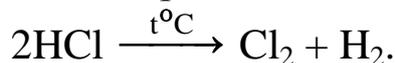
5. Взаимодействие кислот с солями протекает по типу реакций обмена и должно сопровождаться образованием труднорастворимых, летучих или нестойких продуктов:



5. Термическое разложение кислот. При нагревании кислородсодержащих кислот получают продукты:



Бескислородные кислоты распадаются на простые вещества:



Кислоты-окислители разлагаются сложнее:



2.3.3 Амфотерные гидроксиды или амфолиты

Амфотерными свойствами обладают гидроксиды амфотерных элементов, например, $\text{Be}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, и металлов в промежуточной степени окисления ($\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Mn}(\text{OH})_4$). С точки зрения электролитической диссоциации амфотерные гидроксиды являются амфолитами – веществами, способными диссоциировать в водном растворе как по типу основания, так и по типу кислоты.

Так же как и основания амфотерные гидроксиды классифицируют по числу гидроксогрупп – кислотности. Все амфотерные гидроксиды плохо растворяются в воде.

Номенклатура и составление формул амфотерных гидроксидов такие же как у оснований (см. раздел 3.3.1)

Способы получения и свойства амфотерных гидроксидов

Способы получения:

1. Взаимодействие растворимых солей амфотерных элементов со щелочами:



Физические свойства. Амфотерные гидроксиды – твердые вещества, практически нерастворимые в воде.

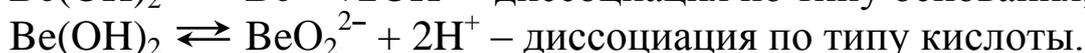
Химические свойства амфотерных гидроксидов:

1. Электролитическая диссоциация амфолитов может протекать с образованием как гидроксид-анионов, так и катионов водорода:

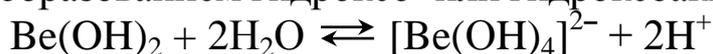


где Э – амфотерный элемент.

Например:

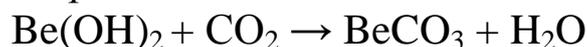


Диссоциация амфолитов в водном растворе по типу кислоты происходит с образованием гидроксо- или гидроксоаквакомплексов:



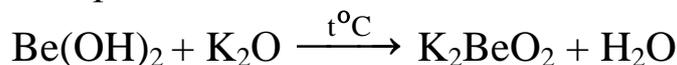
2. Взаимодействие амфотерных гидроксидов с кислотными оксидами.

Амфотерный гидроксид + кислотный оксид → соль + вода



3. Взаимодействие амфотерных гидроксидов с основными оксидами может протекать как в расплаве, так и в растворе по схемам:

Амфотерный гидроксид + основной оксид $\xrightarrow{t^\circ\text{C}}$ соль + вода



Амфотерный гидроксид + основной оксид + H₂O → комплексная соль



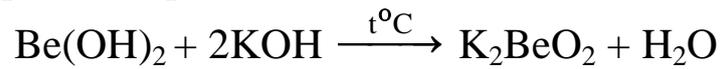
4. Взаимодействие амфолитов с кислотами.

Амфотерный гидроксид + кислота → соль + вода



5. Взаимодействие амфолитов с основаниями может протекать как в расплаве, так и в растворе по схемам:

Амфотерный гидроксид + основание $\xrightarrow{t^{\circ}\text{C}}$ соль + вода

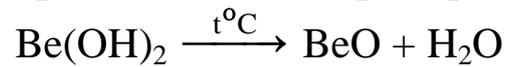


Амфотерный гидроксид + щелочь \rightarrow комплексная соль



6. Термическое разложение амфотерных гидроксидов.

Амфотерный гидроксид $\xrightarrow{t^{\circ}\text{C}}$ амфотерный оксид + вода



2.4 Соли

Соли – это сложные вещества, состоящие из основного и кислотного остатков. С точки зрения теории электролитической диссоциации соли – это электролиты, диссоциирующие в водном растворе или расплаве с образованием катионов основного и анионов кислотного остатка.

Классификация солей может проводиться по разным признакам. По растворимости соли подразделяют растворимые и нерастворимые. По составу: смешанные, содержащие два вида анионов; двойные – два разных катиона; комплексные, включающие частицы с координационными связями. По химическим свойствам: средние, кислые и основные.

Средние соли – это продукты полного замещения катионов водорода в кислоте на катионы металла и гидроксогрупп OH^- в основании на кислотные остатки.

Кислые соли можно рассматривать как продукты неполного замещения катионов водорода кислоты на катионы металлов. Кислые соли могут быть образованы только многоосновными кислотами.

Основные соли можно рассматривать как продукты неполного замещения гидроксид анионов основания на анионы кислотных остатков. Они могут быть образованы только многокислотными основаниями.

Традиционная номенклатура солей:

Название средних солей бескислородных кислот образуется следующим образом.

- Вначале называется анион. Названия одноатомных анионов образуются из корней латинских названий соответствующих элементов с суффиксом «ид»
- Затем называется катион. Одноатомные катионы обозначаются русским названием элемента в родительном падеже. Если элемент имеет переменную валентность, то она указывается в названии.

Например: NaCl – хлорид натрия; Fe_2S_3 – сульфид железа (III).

Название средних солей кислородсодержащих кислот также состоит из двух слов – названия аниона и названия катиона. Название катионов обозначаются русским названием элемента в родительном падеже. Названия анионов составляются из корня латинского названия элемента, образующего кислоту, с добавлением суффиксов:

«ат», когда кислотообразующий элемент проявляет высшую степень окисления: $(S^{+6}O_4)^{2-}$ – сульфат, $(N^{+5}O_3)^-$ – нитрат;

«ит», когда кислотообразующий элемент проявляет низшую степень окисления: $(S^{+4}O_3)^{2-}$ – сульфит, $(N^{+3}O_2)^-$ – нитрит.

Если данный кислотообразующий элемент образует кислоты более, чем в двух степенях окисления, то суффикс «ат» в названии аниона применяется во всех названиях кислотных остатков кислот, русские названия которых содержат суффиксы «ная», «овая» и «оватая». При этом к названию аниона, в котором кислотообразующий элемент имеет высшую степень окисления добавляется приставка «пер». Так, анион хлорной кислоты $Cl^{+7}O_4^-$ – перхлорат-ион, а анион хлорноватой кислоты: $Cl^{+5}O_3^-$ – называется хлорат-ион.

В названиях анионов кислот, русские названия которых содержат суффиксы «истая» и «оватистая», используется суффикс «ит». К названию же аниона, в котором кислотообразующий элемент имеет низшую степень окисления, добавляется приставка «гипо». Так, анион хлористой кислоты $Cl^{+3}O_2^-$ – называется хлорит-ион, а хлорноватистой $Cl^{+1}O^-$ – гипохлорит-ион.

*Кислородсодержащие
кислоты хлора:*

Соли:

$HClO_4$ – хлорная кислота

$KClO_4$ – перхлорат калия

$HClO_3$ – хлорноватая кислота

$KClO_3$ – хлорат калия

$HClO_2$ – хлористая кислота

$KClO_2$ – хлорит калия

$HClO$ – хлорноватистая кислота

$KClO$ – гипохлорит калия

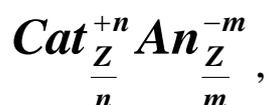
Если в названии кислоты используются приставки «мета», «орто» и другие, то и в названии соли они сохраняются: HPO_3 – метафосфорная кислота, KPO_3 – метафосфат калия; H_3PO_4 – ортофосфорная кислота, K_3PO_4 – ортофосфат калия.

В названиях анионов кислых солей с одним атомом водорода содержится приставка «гидро» (от латинского названия во-

дорода Hydrogenium – водород). Если же в кислотном остатке несколько атомов водорода, то в названии кислой соли сохраняется приставка «гидро», но с греческим числительным, показывающим число атомов водорода в анионе: $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ – гидрокарбонат кальция; FeHPO_4 – гидрофосфат железа (II); $\text{Fe}(\text{H}_2\text{PO}_4)_3$ – дигидрофосфат железа (III).

В состав катионов основных солей входят катион соответствующего металла и группа OH^- . Поэтому в названиях основных катионов содержится приставка «гидроксо», если таких групп несколько, то для обозначения их числа используются греческие числительные: ZnOHCl – хлорид гидроксоцинка; FeOH_2SO_4 – сульфат гидроксожелеза (III); $(\text{Al}(\text{OH})_2)_2\text{SO}_4$ – сульфат дигидроксоалюминия.

При составлении формул солей соблюдают электронейтральность молекул, подбирая индексы к катиону и аниону, используя наименьшее общее кратное между степенями окисления ионов.



где Cat^{n+} – катион основного остатка, An^{m-} – анион кислотного остатка, n и m – степени окисления ионов, Z – их наименьшее общее кратное. Например: сульфид калия – K_2S^{-2} , хлорид кальция – $\text{Ca}^{+2}\text{Cl}_2$, гидросульфат алюминия – $\text{Al}^{+3}(\text{HSO}_4)^{-3}$.

В таблице 3.4 приведены тривиальные названия некоторых солей.

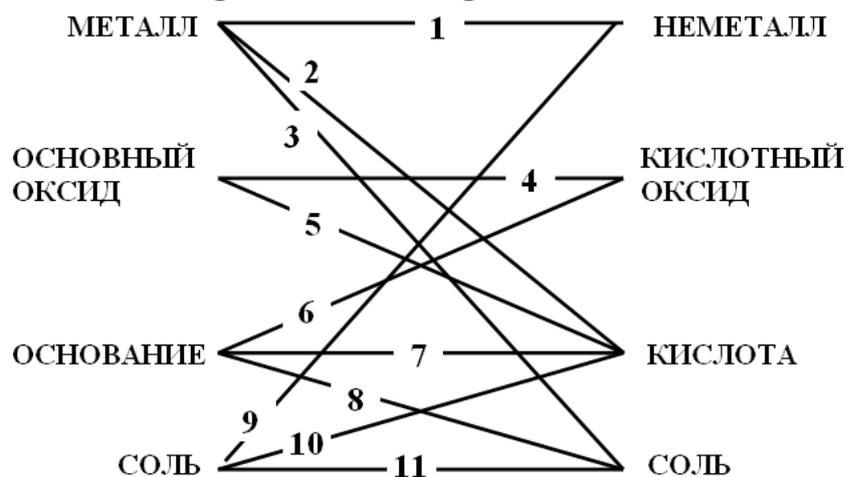
Таблица 3.4. Тривиальные названия солей

<i>Формула</i>	<i>Название вещества</i>
Na_2CO_3	сода кальцинированная
NaHCO_3	сода питьевая
K_2CO_3	поташ
CaCO_3	мел
NaCl	поваренная соль, хлористый натрий
NH_4Cl	нашатырь, хлористый аммоний
CaSO_4 (безводный) $\text{CaSO}_4 \cdot n\text{H}_2\text{O}$	алебастр гипс
$\text{CuSO}_4, \text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$	медный купорос

Формула	Название вещества
FeSO ₄	железный купорос
KClO ₃	бертолетова соль
Na ₂ SO ₄ ·10H ₂ O	глауберова соль
Na ₂ SiO ₃ ·9H ₂ O	растворимое или жидкое стекло, канцелярский клей (водн. раствор)
NaNO ₃	натриевая селитра
KNO ₃	калиевая селитра
NH ₄ NO ₃	аммонийная селитра
AgNO ₃	ляпис

Способы получения и свойства солей

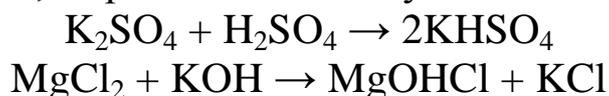
Способы получения средних солей можно проиллюстрировать схемой, в которой классы соединений, взаимодействующие с образованием соли, перечислены справа и слева:



Примеры реакций:

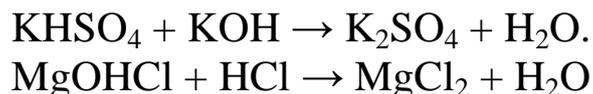
1. $\text{Fe} + \text{S} \rightarrow \text{FeS}$
2. $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{разбав}) \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2 \uparrow$
3. $\text{Fe} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$
4. $\text{BaO} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{BaCO}_3$
5. $\text{BaO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
6. $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 \rightarrow \text{BaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
7. $\text{Ba}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{BaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
8. $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow + \text{BaSO}_4 \downarrow$
9. $\text{BaCl}_2 + \text{F}_2 \rightarrow 2\text{BaF} + \text{Cl}_2 \uparrow$
10. $\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{HCl}$
11. $\text{BaCl}_2 + 2\text{AgNO}_3 \rightarrow 2\text{AgCl} \downarrow + \text{Ba}(\text{NO}_3)_2$

Превращение средней соли в кислую происходит при добавлении кислоты, а средней в основную – основания:



Наоборот, получить среднюю соль из кислой можно добавив основание, а среднюю соль из основной – добавив кислоту.

Например:

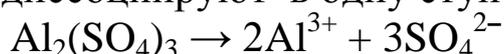


Химические свойства солей:

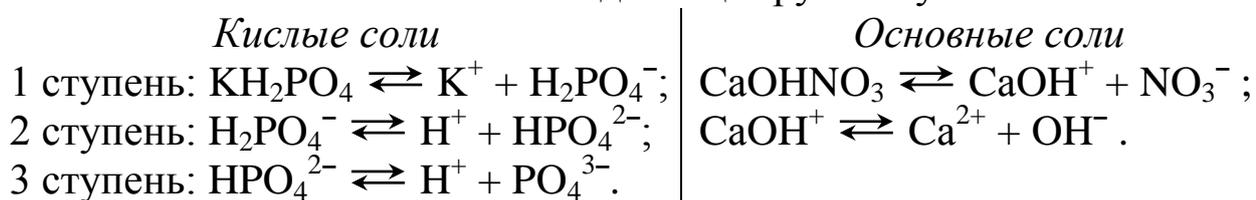
1. Электролитическая диссоциация солей в расплаве или водном растворе протекает с образованием катионов основного остатка и анионов кислотного остатка:



Средние соли диссоциируют в одну ступень:

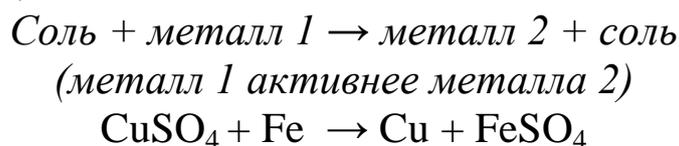


Кислые и основные соли диссоциируют ступенчато:

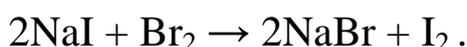


Возможность протекания второй и последующих ступеней диссоциации определяется силой электролитов, образующих кислую или основную соль.

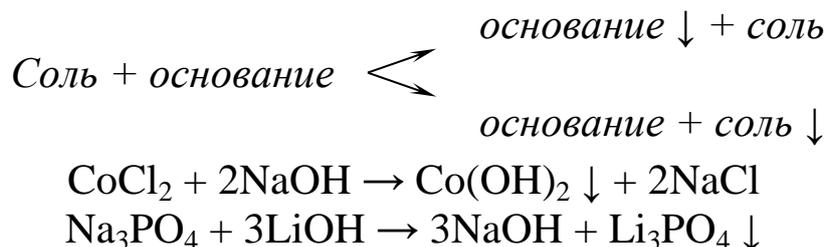
2. Взаимодействие солей с простыми веществами носит окислительно-восстановительный характер. Соли взаимодействуют с металлами, расположенными в ряду напряжений левее, чем металл, входящий в состав соли по схеме:



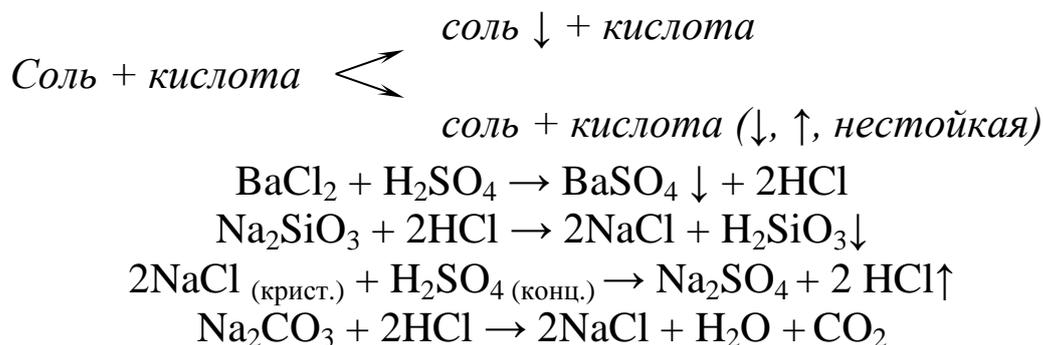
Растворы солей галогеноводородных кислот взаимодействуют с неметаллами, проявляющими более сильные свойства окислителей:



3. Взаимодействие солей с основаниями представляет собой реакцию обмена, протекающую по схеме:

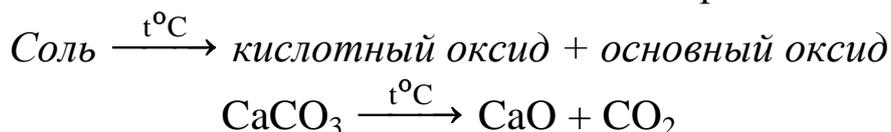


4. Взаимодействие солей с кислотами также является реакцией обмена:

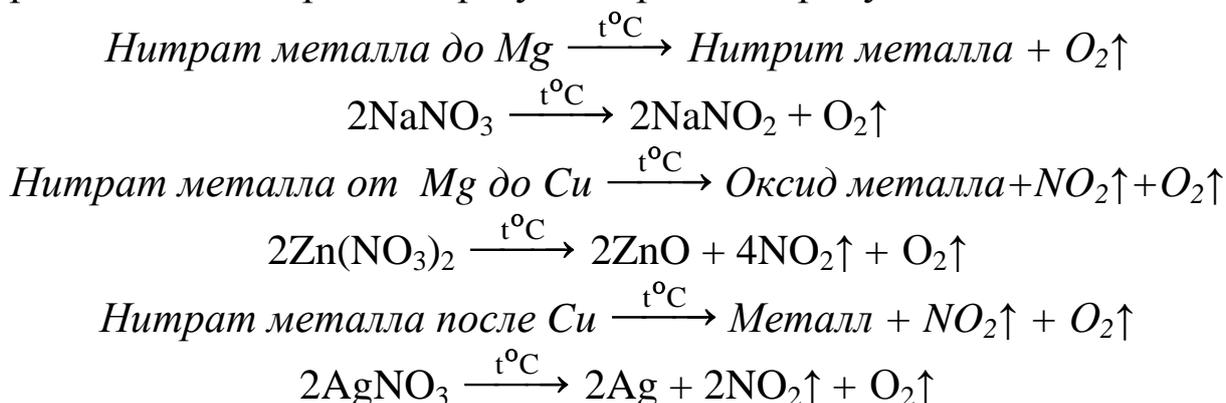


5. Взаимодействие солей друг с другом протекает как реакция обмена с образованием труднорастворимых продуктов (см. 11-й способ получения солей).

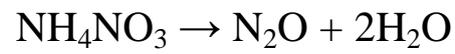
6. Термическое разложение солей кислородсодержащих кислот без изменения степеней окисления атомов протекает по схеме:



Исключение составляют нитраты. В зависимости от расположения катиона металла соли в ряду напряжений при термическом разложении нитратов образуются разные продукты.



Термическое разложение нитрата аммония может происходить по-разному, в зависимости от температуры. При температуре ниже 270°C:



При температуре выше 270 °C происходит детонация:

