

КАЗАНСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ АРХИТЕКТУРНО-
СТРОИТЕЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ

Кафедра химии и инженерной экологии в строительстве

***ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ
НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ***

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ
для студентов 1 курса дневной и
заочной формы обучения

Казань
2017

Составитель В.А.Ефимова

УДК 546 (075.8)

Основные классы неорганических веществ: Методические указания для студентов всех форм обучения / Сост. В.А.Ефимова; Под ред. Н.С.Громакова. – Казань, изд-во КазГАСУ, 2017. – 25с.

Данные методические указания предназначены для самостоятельного изучения студентами темы “Основные классы неорганических веществ”. Особенно важно изучение свойств основных классов неорганических веществ, их классификации, структуры и методов получения. Методические указания содержат специально подобранные задания для лучшего усвоения материала.

Табл.2

Рецензент д-р техн. наук, профессор кафедры технологии неорганических веществ КГТУ Ахметов Т.Г.

© Казанский государственный
архитектурно-строительный университет, 2017 г.

Химия – это наука о веществах и их превращениях, поэтому тема «Основные классы неорганических веществ» является одной из важнейших в курсе химии, изучаемом как в средней, так и высшей школе. Все известные вещества делятся на простые и сложные или химические соединения.

Простые вещества состоят из атомов одного элемента и делятся на металлы и неметаллы. В состав сложных веществ входят атомы двух или более элементов и делятся они на органические и неорганические. К органическим соединениям относятся почти все соединения углерода (кроме простейших, таких как CO, CO₂, HSCN, H₂CO₃). Все остальные вещества называются неорганическими. Наиболее важными классами неорганических соединений являются оксиды, гидроксиды (основания и кислоты), соли.

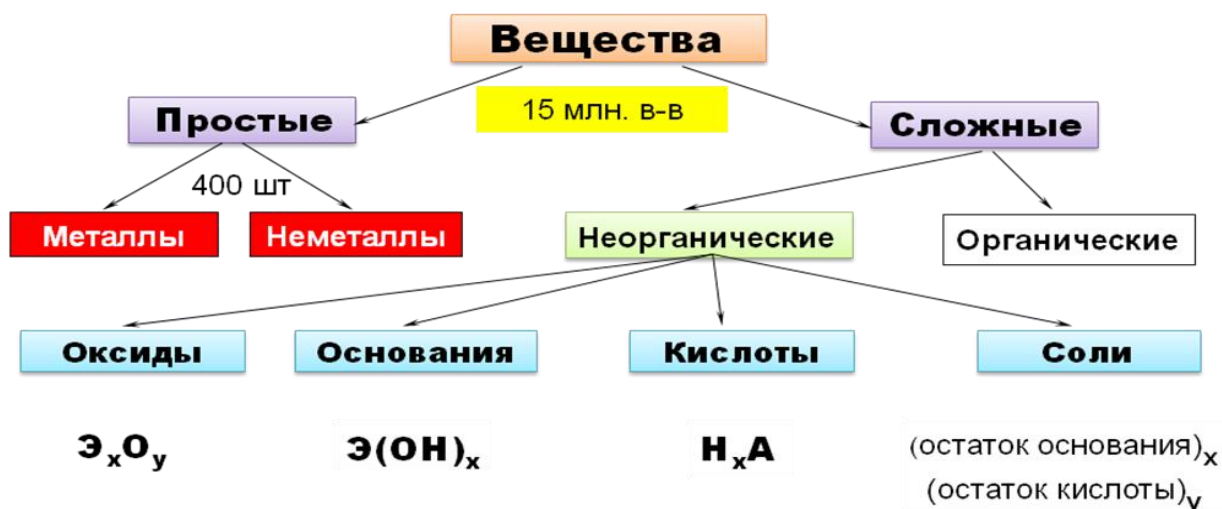


Рис. 1. Классификация химических веществ.

ОКСИДЫ

Оксидами называются сложные вещества, состоящие из двух элементов, одним из которых является кислород. По международной номенклатуре название оксида образуют из слова оксид и русского названия элемента, образующего оксид, в родительном падеже. Если элемент образует несколько оксидов, то в их названиях указывается степень окисления элемента римской цифрой в скобках сразу после названия. Например, H₂O – оксид водорода, FeO – оксид железа (II), Fe₂O₃ – оксид железа (III).

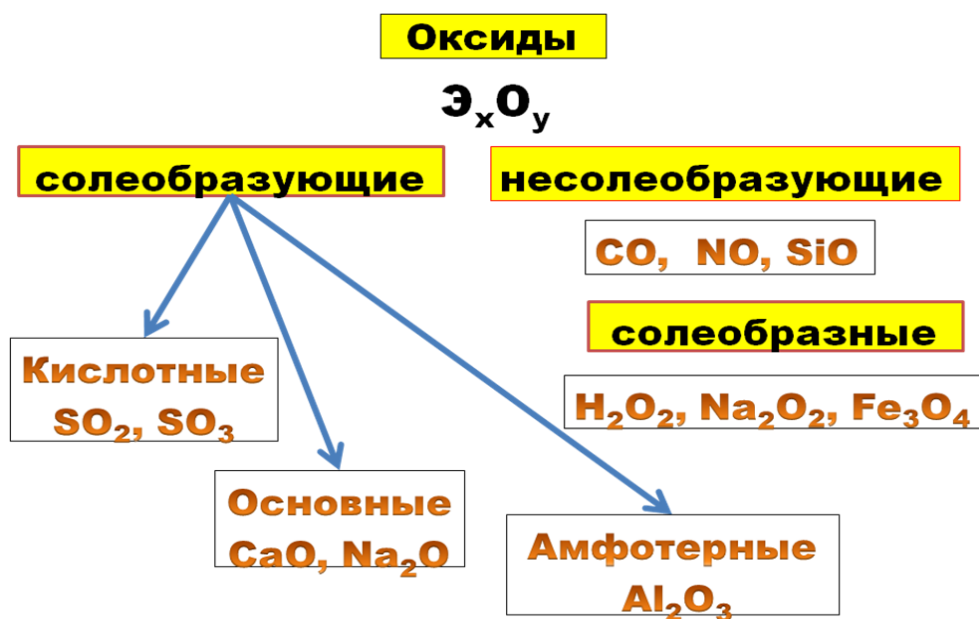


Рис.2. Классификация оксидов.

По химическим свойствам оксиды подразделяются на солеобразующие и несолеобразующие. Солеобразующие оксиды подразделяются на три группы:

1. основные оксиды
2. кислотные оксиды (ангидриды)
3. амфотерные оксиды

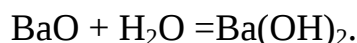
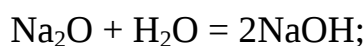
Основными оксидами называются такие, гидроксиды которых являются основаниями. Например, Na_2O , NiO , BaO , т.к. их гидроксиды NaOH , Ni(OH)_2 , Ba(OH)_2 – основания.

Кислотными оксидами называют такие, гидроксиды которых являются кислотами. Например, CO_2 , P_2O_5 , Mn_2O_7 , т. к. их гидроксиды H_2CO_3 , H_3PO_4 , HMnO_4 – это кислоты.

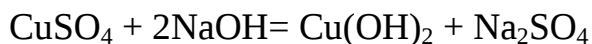
Амфотерными оксидами называются оксиды элементов, гидроксиды которых проявляют и основные и кислотные свойства. К амфотерным оксидам относятся ZnO , BeO , PbO , SnO , Al_2O_3 , Cr_2O_3 , Fe_2O_3 , PbO_2 , SnO_2 , MnO_2 и др. Например, Al_2O_3 , т.к. его гидроксид можно рассматривать как основание Al(OH)_3 или кислоту H_3AlO_3 (орто-форма) или HAlO_2 (мета-форма).

СВОЙСТВА ОКСИДОВ

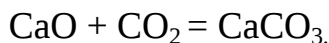
1. Растворимые в воде основные оксиды вступают в реакцию с водой, образуя основания:



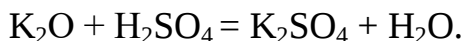
Нерастворимые основные оксиды с водой не взаимодействуют и соответствующие им основания получают косвенным путем:



2. Основные оксиды взаимодействуют с кислотными оксидами, образуя соли:



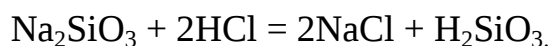
3. Основные оксиды взаимодействуют с кислотами, образуя соли:



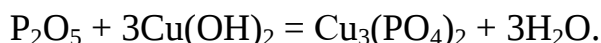
4. Кислотные оксиды типичных неметаллов (фосфора, хлора, азота и т.д.) реагируют с водой, образуя соответствующие кислоты:



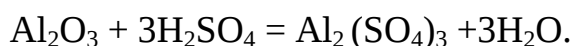
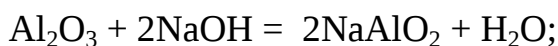
Некоторые кислотные оксиды (ангидриды кислот) с водой не взаимодействуют (например, SiO_2) и соответствующие им кислоты получают косвенным путем:



5. Кислотные оксиды реагируют с основаниями, образуя соли:



6. Амфотерные оксиды с водой непосредственно не соединяются, но они реагируют с кислотами и с основаниями.

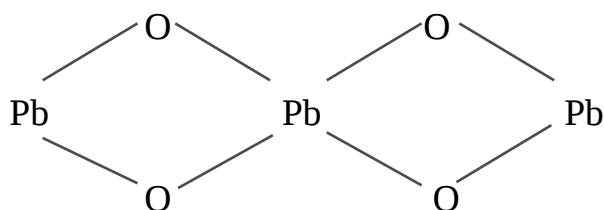
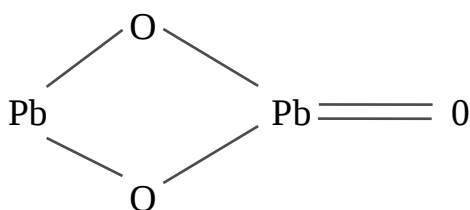


Имеется небольшая группа оксидов, которые не проявляют ни основных, ни кислотных свойств, т.е. не образуют солей. Их называют несолеобразующими, безразличными или индифферентными.

Например, CO , N_2O , NO , SiO , H_2O .

СМЕШАННЫЕ ОКСИДЫ

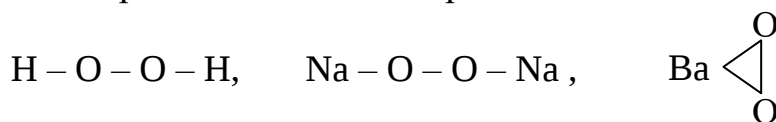
Смешанные оксиды называют солеобразными, т.к. по строению и свойствам они являются солями. Например, Pb_2O_3 и Pb_3O_4 , являющиеся солями метасвинцовой и ортосвинцовой кислот, что видно из графических формул:



Поэтому эти формулы правильнее писать как PbPbO_3 , Pb_2PbO_4 . Иногда записывают формулу смешанного оксида как $\text{PbO} - \text{PbO}_2$ и $2\text{PbO} - \text{PbO}_2$, показывая, что в него входят атомы одного элемента в различных степенях окисления.

ПЕРОКСИДЫ (перекиси)

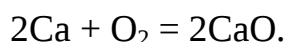
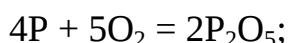
Особую группу оксидов представляют соединения некоторых металлов с кислородом (например, Na_2O_2 , BaO_2 , ZnO_2), которые только формально (по их составу) могут быть отнесены к классу оксидов, а по существу же они являются солями перекиси водорода, представляющей собой двухосновную кислоту с не очень прочной перекисной группой $-\text{O}-\text{O}-$. Графически формулы перекиси водорода и ее солей изображаются следующим образом:



СПОСОБЫ ПОЛУЧЕНИЯ ОКСИДОВ

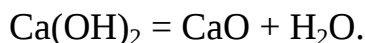
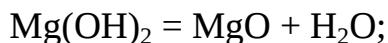
1. Взаимодействие простых веществ с кислородом

Многие простые вещества при нагревании на воздухе или в кислороде сгорают, образуя оксиды:



2. Разложение оснований

Некоторые основания при нагревании теряют воду, превращаясь в оксиды металлов:



3. Разложение кислот

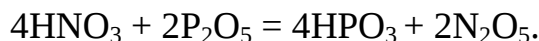
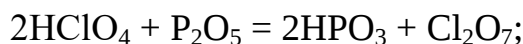
Кислородосодержащие кислоты при нагревании теряют воду, превращаясь в кислотные оксиды:



Некоторые кислоты самопроизвольно теряют воду даже при низких температурах:



Иногда можно достичь удаления воды из кислородных кислот действием на них водоотнимающих веществ:



4. Разложение солей

подавляющее большинство солей кислородосодержащих кислот при нагревании разлагается на оксид металла и кислотный оксид:



Если оксид металла термически неустойчив, то вместо оксида образуется свободный металл:

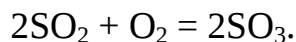
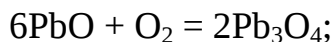


5. Разложение оксидов

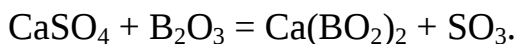
Когда элемент имеет переменную степень окисления, то оксид с меньшим содержанием кислорода можно получить нагреванием оксида, в котором элемент проявляет более высокую степень окисления:



И, наоборот, высшие оксиды иногда получают окислением низших оксидов:



6. Вытеснение одних оксидов другими



7. Взаимодействие кислот, обладающих окислительными свойствами с металлами и неметаллами.



ГИДРОКСИДЫ

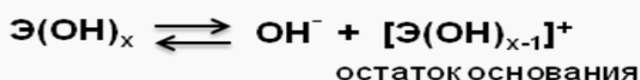
Гидраты оксидов (гидроксиды) подразделяются на три группы:

1. основания
2. кислоты
3. амфотерные гидроксиды

«На мой взгляд, вместо класса гидроксиды удобнее рассматривать отдельно основания и отдельно кислоты, как два разных класса химических веществ в виде представителей противоположных химических полюсов».

Основаниями называют гидраты основных оксидов, которые при взаимодействии с кислотами образуют соли. В состав молекулы любого основания входит ион металла или аммония и одна или несколько гидроксильных групп, число которых определяет кислотность основания. Например, NaOH – однокислотное основание, Ba(OH)₂ – двухкислотное основание, Al(OH)₃ – трехкислотное основание.

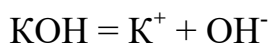
С точки зрения теории электролитической диссоциации основания – это сложные вещества, при диссоциации которых в водном растворе образуются гидроксид-ионы OH⁻ и катионы остатка основания.



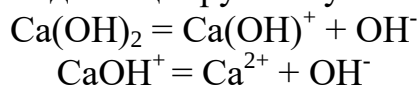
Название основания по международной номенклатуре составляется из слова гидроксид и названия металла. Например, гидроксид натрия NaOH, гидроксид кальция Ca(OH)₂. Если элемент образует несколько оснований, то в названиях указывают степень его окисления римской цифрой в скобках: Fe(OH)₂ – гидроксид железа (II), Fe(OH)₃ – гидроксид железа (III). Часто для наиболее известных оснований используют традиционные технические названия, например, NaOH – едкий натр, Ca(OH)₂ – гашеная известь и т. д.

СВОЙСТВА ОСНОВАНИЙ

1. Большинство оснований плохо растворяется в воде. Растворимые основания (гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов и аммония) диссоциируют на положительно заряженные ионы металла и отрицательно заряженные гидроксид-ионы:



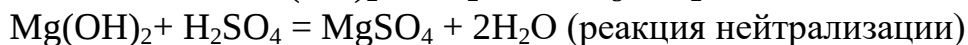
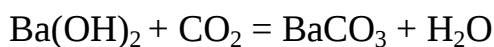
Многокислотные основания диссоциируют ступенчато:



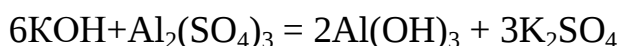
Растворимые в воде основания называются щелочами. К ним принадлежат LiOH, NaOH, KOH, CsOH, RbOH, Sr(OH)₂, Ba(OH)₂, Ca(OH)₂.

2. Сильно диссоциирующие в водных растворах щелочи называются сильными электролитами. Малорастворимые и нерастворимые основания, а также гидроксид аммония NH₄OH называются слабыми электролитами.

3. Основания реагируют с кислотными оксидами и с кислотами с образованием соли и воды:



4. Сильные основания действуют на соли слабых оснований, вытесняя слабые основания:

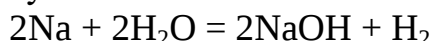


5. Наличие в растворах оснований гидроксильных групп создает щелочную реакцию среды, вследствие чего индикаторы окрашиваются в определенный цвет: лакмус - в синий, метилоранж - в желтый, фенолфталеин - в малиновый.

СПОСОБЫ ПОЛУЧЕНИЯ ОСНОВАНИЙ

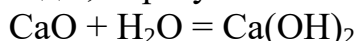
1. Взаимодействие активных металлов с водой

Щелочные и щелочноземельные металлы уже при комнатной температуре разлагают воду, образуя основания:



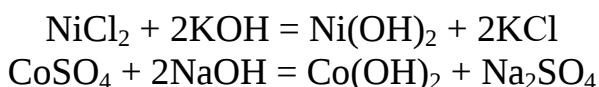
2. Непосредственное соединение основных оксидов с водой

Подавляющее большинство основных оксидов непосредственно с водой не соединяются. Только оксиды щелочных и щелочноземельных металлов, присоединяя молекулу воды, образуют основания:

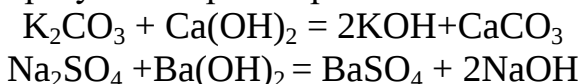


3. Взаимодействие солей со щелочами

Этот метод применяют для получения нерастворимых в воде оснований:

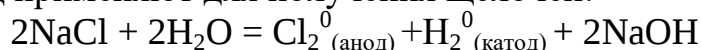


Получение растворимых оснований по этому методу возможно в том случае, если одновременно образуется нерастворимая соль:



4. Электролиз растворов

Этот метод применяют для получения щелочей:

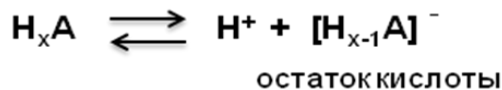


КИСЛОТЫ

Кислотами называются гидроксиды, которые при взаимодействии с основаниями образуют соли.

Кислоты - сложные вещества, в состав которых входят кислотные остатки и один или несколько ионов водорода, способных замещаться металлами с образованием солей, определяется основность кислоты. Например, HCl , HNO_3 – одноосновные кислоты, H_2SO_4 , H_2CO_3 – двухосновные кислоты, H_3PO_4 , H_3BO_3 – трехосновные кислоты, $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ – четырехосновная кислота. Различают кислоты бескислородные и кислородосодержащие. Как показывает само название, первые не содержат кислорода (например, HCl , HCN , HBr , HI , H_2S), а вторые содержат (HNO_3 , CH_3COOH , H_2SiO_3).

С точки зрения теории электролитической диссоциации: кислоты – это электролиты, которые при диссоциации в качестве катионов образуют ионы H^+ и анионы кислотного остатка.



Большинство кислотных оксидов образуют кислоты путем непосредственного присоединения воды, поэтому их называют ангидридами. Если ангидрид присоединяет разное количество молекул воды, то соединение с большим содержанием воды обозначают приставкой орто-, а соединение с меньшим числом молекул воды - приставкой мета-:

Например, $B_2O_3 + H_2O = 2HBO_3$ - метаборная кислота,

$B_2O_3 + 3H_2O = 2H_3BO_3$ - ортоборная кислота,

Название кислородосодержащих кислот производят от названия неметалла с прибавлением окончаний -ная, -вая, если степень окисления его соответствует номеру группы (высшей степени окисления):

Например, $H_2S^{+6}O_4$ - серная кислота;

$H_2Cr^{+6}O_4$ - хромовая кислота.

Если элемент образует две кислоты из-за переменной степени окисления, то для обозначения кислоты, в которой кислотообразующий элемент имеет низшую степень окисления, используют суффикс - ист:

Например, $HN^{+5}O_3$ - азотная кислота,

$HN^{+3}O_2$ - азотистая кислота.

По мере понижения степени окисления суффиксы меняются в следующем порядке: -оватая, -истая, -оватистая.

Например, $HCl^{+7}O_4$ - хлорная кислота,

$HCl^{+5}O_3$ - хлорноватая кислота,

$HCl^{+3}O_2$ - хлористая кислота,

$HCl^{+1}O$ - хлорноватистая кислота.

Название бескислородных кислот производят от названия металла с окончанием на – о, и добавляя слово водородная:

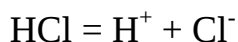
Например, HCl - хлороводородная кислота,

HBr - бромоводородная кислота,

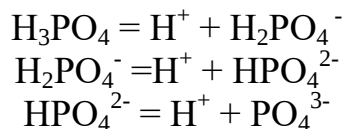
H_2S - сероводородная кислота.

СВОЙСТВА КИСЛОТ

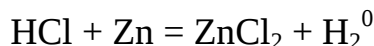
1. Кислоты в воде диссоциируют на ионы водорода и кислотные остатки-анионы:



Многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато:



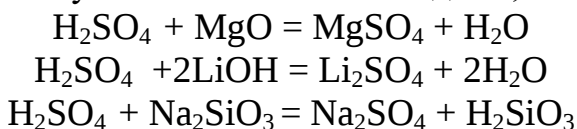
2. Кислоты взаимодействуют с металлами с образованием соли и выделением водорода, если металлы стоят в ряду стандартных электродных потенциалов левее водорода:



При этом атомы металлов окисляются, а ионы водорода восстанавливаются. Если металл стоит в ряду стандартных электродных потенциалов правее водорода, то он из кислоты не вытесняется. Не выделяется водород и при взаимодействии металлов с концентрированными кислотами, в этом случае восстанавливаются (понижают степень окисления) элементы, образующие кислоту:



3. Кислоты взаимодействуют с основными оксидами, основаниями и солями:

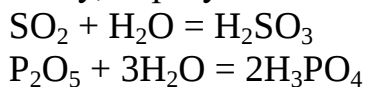


4. Наличие в растворах кислот ионов водорода H^+ создает кислую реакцию среды, вследствие чего индикаторы окрашиваются в определенные цвета: лакмус- в красный, метилоранж- в розовый.

СПОСОБЫ ПОЛУЧЕНИЯ КИСЛОТ

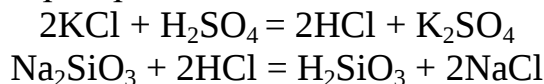
1. Взаимодействие ангидридов с водой

Большинство ангидридов способно непосредственно присоединить к себе воду, образуя кислоты:



2. Взаимодействие солей с кислотами

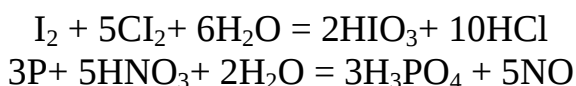
Это наиболее распространенный способ:



При получении кислот этим способом исходная соль, должна быть достаточно растворимой, а взятая для реакции кислота должна быть более сильной или менее летучей, чем получаемая.

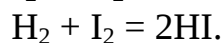
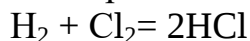
3. Окисление некоторых простых веществ.

Кислоты получают при действии на некоторые неметаллы сильных окислителей:



4. Взаимодействие неметаллов с водородом

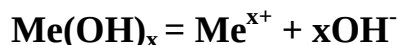
Некоторые бескислородные кислоты можно получить непосредственным взаимодействием металла с водородом:



АМФОТЕРНЫЕ ГИДРОКСИДЫ

Амфотерными гидроксидами (или амфотерными основаниями) называются такие, которые при диссоциации образуют одновременно и катионы водорода H^+ и гидроксид-ионы OH^- . Такими являются $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{Be}(\text{OH})_2$, $\text{Ge}(\text{OH})_2$, $\text{Sn}(\text{OH})_4$, $\text{Pb}(\text{OH})_2$ и др.

Амфотерные гидроксиды очень мало растворимы в воде и диссоциацию растворимой части гидроксида $\text{Me}(\text{OH})_x$ по основному и кислотному типу можно записать в виде схемы:

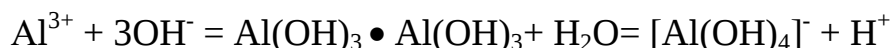


А так как этот процесс идет одновременно, то в общем виде можно записать:



Например, $\text{Al}^{3+} + 3\text{OH}^- = \text{Al}(\text{OH})_3 \bullet \text{H}_3\text{AlO}_3 = 3\text{H}^+ + \text{AlO}_3^{3-}$

В настоящее время растворение амфотерных гидроксидов в щелочных растворах обычно рассматривается как процесс образования гидроксокомплексов. Поэтому правильнее писать:



СОЛИ

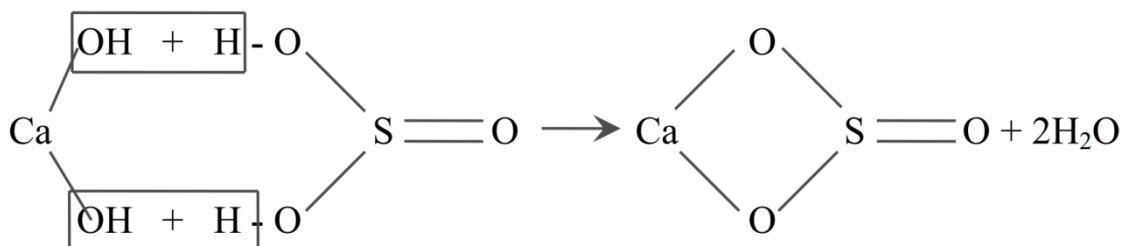
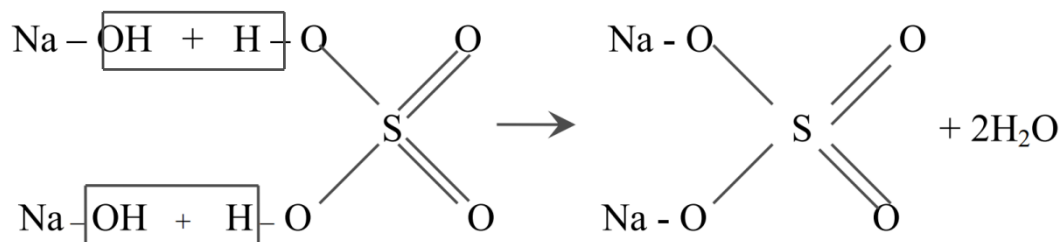
Солями называются продукты замещения ионов водорода в кислотах на металлы или гидроксид-ионов в основаниях на кислотные остатки. Таким образом, соли- это электролиты, при диссоциации которых образуются катионы металлов (а также катионы аммония) и анионы кислотных остатков.

В зависимости от состава различают следующие типы солей:

1. Средние (нормальные) соли.
2. Кислые соли.
3. Основные соли.
4. Двойные соли.
5. Комплексные соли.

1. Средние (нормальные) соли- это продукты полного замещения ионов водорода в кислотах на металлы или продукты полного замещения гидроксид-ионов в основаниях на кислотные остатки.

Например,



Название средней соли состоит из двух слов: названия аниона в именительном падеже и катиона в родительном.

Н-р, Na_2SO_4 - сульфат натрия,

CaSO_3 - сульфит кальция.

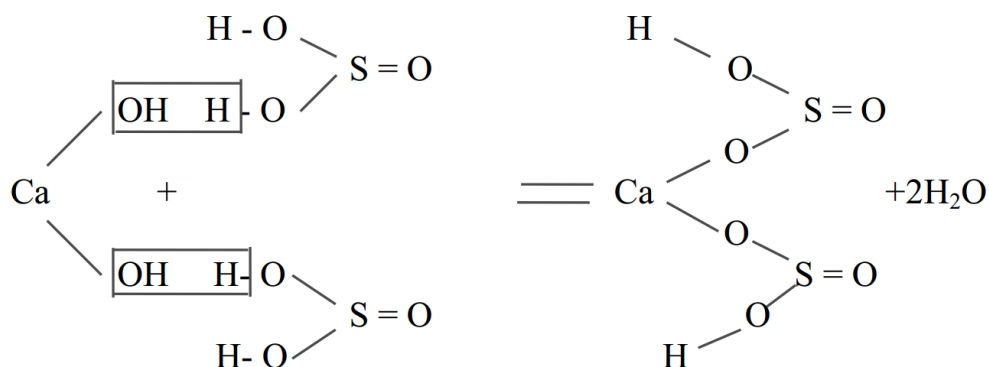
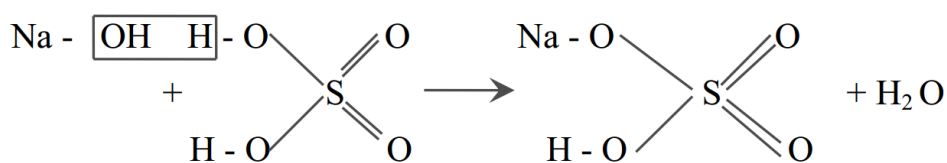
Если один и тот же металл проявляет различную степень окисления, то ее указывают в скобках римской цифрой:

Н-р, FeSO_4 - сульфат железа(II)

$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ - сульфат железа (III).

Число анионов и катионов, как правило, не указывается.

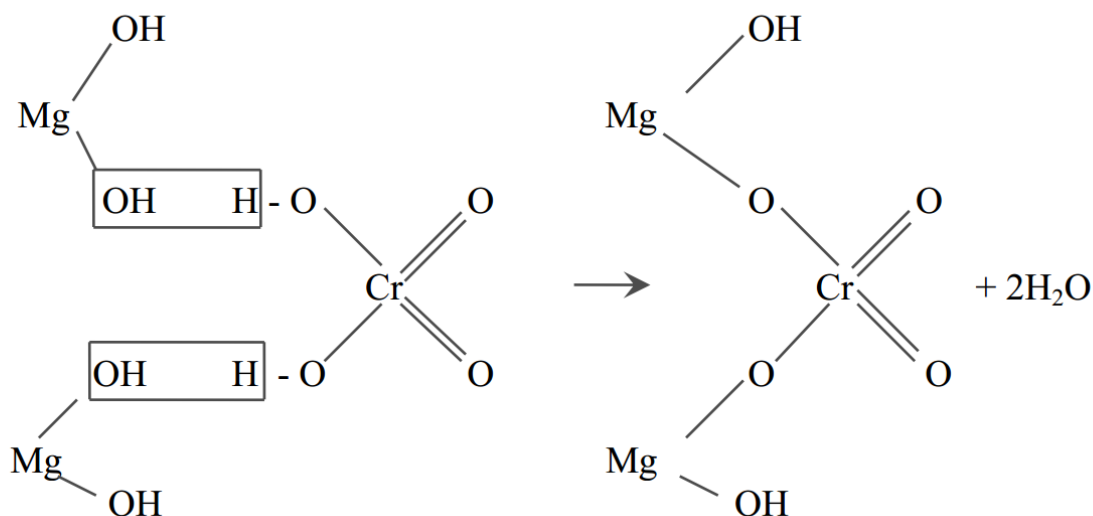
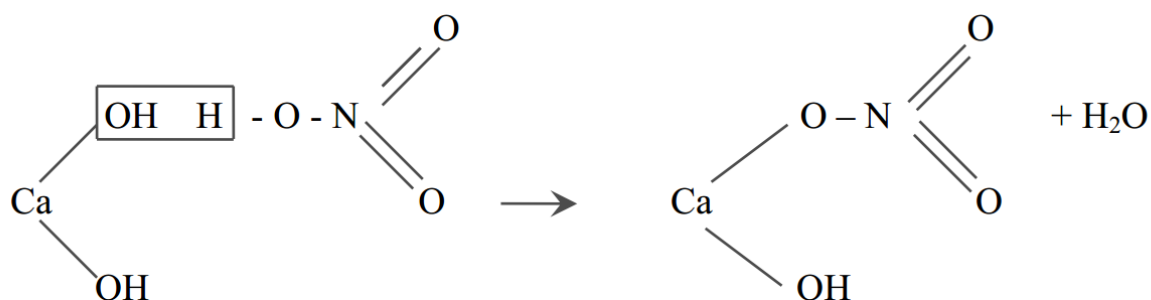
2. Кислые соли - продукты неполного замещения ионов водорода в кислотах на металлы. Н-р, если в молекуле серной кислоты только один ион водорода заместить на металл, то получится кислая соль. Кислые соли образуют только многоосновные кислоты избыток и основания недостаток.



Названия кислых солей образуются добавлением к аниону кислотного остатка приставки гидро-, а если необходимо то и с соответствующими числительными.

Н-р, NaHSO_4 - гидросульфат натрия
 $\text{Ca}(\text{HSO}_3)_2$ - гидросульфит кальция,
 K_2HPO_4 - гидроортофосфат калия,
 KH_2PO_4 - дигидроортофосфат калия.

3. Основные соли - это продукт неполного замещения гидроксид-ионов в основаниях на кислотные остатки. Основные соли дают только многокислотные основания:



Название основных солей образуются добавлением к аниону кислотного остатка приставки гидроксо-, а если необходимо и с соответствующими числительными.

Н-р, CuOHCl - хлорид гидроксо меди,
 $(\text{FeOH})_2\text{SO}_4$ - сульфат гидроксо железа (III),
 $[\text{Fe}(\text{OH})_2]_2\text{SO}_4$ - сульфат дигидроксо железа (III).

4. Двойные соли - состоят из ионов двух разных металлов и кислотного остатка.

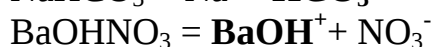
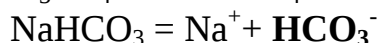
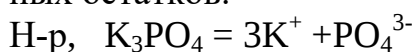
Н-р, $\text{KAl}(\text{SO}_4)_3$ или $\text{K}_2\text{SO}_4 - \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
 $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2$ или $\text{K}_2\text{SO}_4 - \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$.

5. Комплексные соли содержат сложный (комплексный) ион. В формулах комплексный ион заключается в скобках.

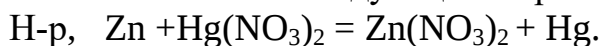
Например: $K_4[Fe(CN)_6]$, $[Co(NH_3)_6]Cl_3$.

СВОЙСТВА СОЛЕЙ

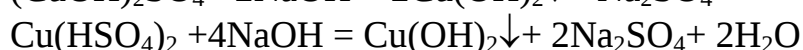
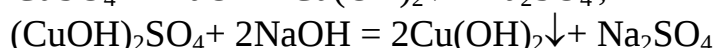
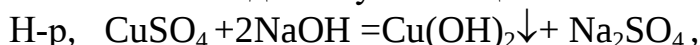
1. Соли - электролиты, при диссоциации которых образуются катионы остатков оснований (металлов, а также катионы аммония NH_4^+) и анионы кислотных остатков.



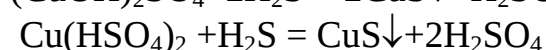
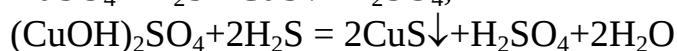
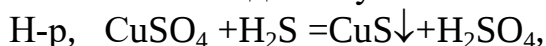
2. В ряду стандартных электродных потенциалов каждый предыдущий металл вытесняет последующие из растворов их солей.



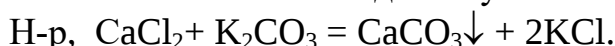
3. Соли взаимодействуют со щелочами.



4. Соли взаимодействуют с кислотами.



5. Многие соли взаимодействуют между собой.

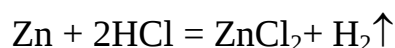


Реакции протекают лишь в том случае, если один из образующихся продуктов уходит из сферы реакции, т.е. выпадает в виде осадка, уходит в виде газа или представляет собой малодиссоциированное соединение.

СПОСОБЫ ПОЛУЧЕНИЯ СОЛЕЙ

1. Взаимодействие металла с кислотой.

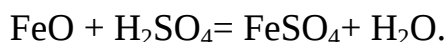
Кислоты, не являющиеся окислителями, взаимодействуют лишь с металлами, находящимися в ряду напряжений левее водорода:



Кислоты, обладающие окислительными свойствами, вступают в реакцию как с активными, так и с малоактивными металлами без выделения водорода:

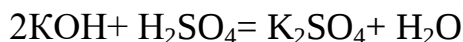


2. Взаимодействие одного оксида с кислотой.



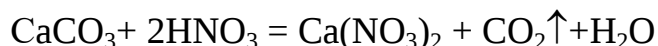
3. Взаимодействие основания с кислотой (реакция нейтрализации)

Эти реакции всегда сопровождаются образованием молекул воды:

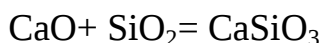


4. Взаимодействие соли с кислотой.

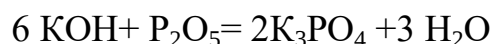
В этих случаях всегда образуется новая соль и новая кислота:



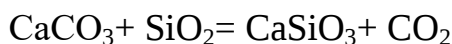
5. Взаимодействие основного оксида с кислотным



6. Взаимодействие основания с кислотным оксидом

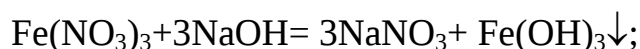


7. Взаимодействие соли с кислотным оксидом.

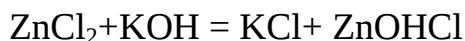


8. Взаимодействие основания с солью.

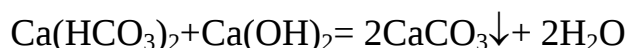
Так получают основания:



основные соли:

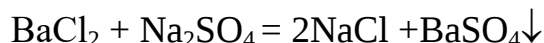


и переводят кислые соли в средние:



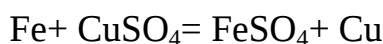
9. Взаимодействие между солями

Образуются всегда две новые соли:

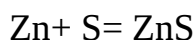


10. Взаимодействие металла с солью

Реакции протекают при условии, что металл находится в ряду напряжений левее металла, входящего в состав исходной соли.

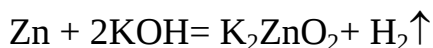


11. Взаимодействие металла с неметаллом



12. Взаимодействие металла со щелочью

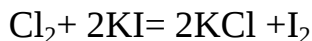
В реакцию вступают только те металлы, оксиды которых амфотерны:



13. Взаимодействие неметалла со щелочью

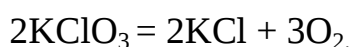


14. Взаимодействие неметалла с солью



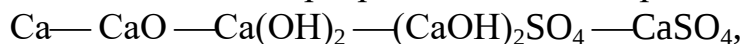
15. Термическое разложение солей

При нагревании некоторых кислородосодержащих солей образуются новые соли с меньшим содержанием кислорода или вообще не содержащие его:

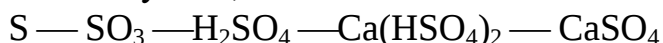


СВЯЗЬ МЕЖДУ КЛАССАМИ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Между простыми веществами, оксидами, гидроксидами и солями существует возможность их взаимного перехода, т.е. генетическая связь. Так, например, простое вещество- металл кальций в результате соединения с кислородом превращается в оксид кальция. При взаимодействии с водой CaO образует гидроксид кальция Ca(OH)₂, а последний при взаимодействии с кислотой превращается в соль. Это превращение можно представить схемой:



Тот же продукт можно получить, исходя из неметалла:



т.е. различными путями получена одна и та же соль. Возможен и обратный переход от соли к другим классам неорганических соединений и простым веществам.

Генетическую связь между классами неорганических соединений можно выразить схемой (см. таб. 2)

ТАБЛИЦА 1

№	Формула кислоты	Название кислоты	Графическая формула	Название аниона
1	2	3	4	5
1.	H ₃ BO ₃	ортоборная	$\begin{array}{c} \text{H} - \text{O} \\ \text{H} - \text{O} \\ \text{H} - \text{O} \end{array} \begin{array}{l} \diagup \\ \longrightarrow \\ \diagdown \end{array} \text{B}$	ортоборат
2.	H ₂ CO ₃	угольная	$\begin{array}{c} \text{H} - \text{O} \\ \text{H} - \text{O} \end{array} \begin{array}{l} \diagup \\ \diagdown \end{array} \text{C} = \text{O}$	карбонат

3.	HCN	циановодородная	$\text{H} - \text{C} = \text{N}$	цианид
4.	HSCN	родановодородная	$\text{H} - \text{S} - \text{C} \equiv \text{N}$	роданид
5.	CH_3COOH	уксусная	$ \begin{array}{c} \text{H} \\ \text{H} \\ \text{H} \end{array} \begin{array}{l} \diagdown \\ \diagup \\ \diagup \end{array} \text{C} - \text{C} \begin{array}{l} \diagup \\ \diagdown \end{array} \begin{array}{l} \text{O} \\ \text{O} - \text{H} \end{array} $	ацетат
6.	HNO_2	азотистая	$\text{H} - \text{O} - \text{N} = \text{O}$	нитрит
7.	HN^{+5}O_3	азотная	$ \text{H} - \text{O} - \text{N} \begin{array}{l} \diagup \\ \diagdown \end{array} \begin{array}{l} \text{O} \\ \text{O} \end{array} $	нитрат
8.	HCl	хлороводородная (соляная)	$\text{H} - \text{Cl}$	хлорид
9.	HClO	хлорноватистая	$\text{H} - \text{O} - \text{Cl}$	гипохлорит
10.	HClO_2	хлористая	$\text{H} - \text{O} - \text{Cl} = \text{O}$	хлорит
11.	HClO_3	хлорноватая	$ \text{H} - \text{O} - \text{Cl} \begin{array}{l} \diagup \\ \diagdown \end{array} \begin{array}{l} \text{O} \\ \text{O} \end{array} $	хлорат
12.	HClO_4	хлорная	$ \text{H} - \text{O} - \text{Cl} \begin{array}{l} \diagup \\ \diagdown \\ \diagdown \end{array} \begin{array}{l} \text{O} \\ \text{O} \\ \text{O} \end{array} $	перхлорат
13.	H_2SiO_3	метакремниевая	$ \begin{array}{c} \text{H} - \text{O} \\ \text{H} - \text{O} \end{array} \begin{array}{l} \diagdown \\ \diagup \end{array} \text{Si} = \text{O} $	метасиликат
14.	H_2SiO_4	ортокремниевая	$ \begin{array}{c} \text{H} - \text{O} \\ \text{H} - \text{O} \end{array} \begin{array}{l} \diagdown \\ \diagup \end{array} \text{Si} \begin{array}{l} \diagup \\ \diagdown \end{array} \begin{array}{l} \text{O} - \text{H} \\ \text{O} - \text{H} \end{array} $	ортосиликат
15.	H_3PO_4	ортофосфорная	$ \begin{array}{c} \text{H} - \text{O} \\ \text{H} - \text{O} \\ \text{H} - \text{O} \end{array} \begin{array}{l} \diagdown \\ \diagup \\ \diagup \end{array} \text{P} = \text{O} $	ортофосфат
16.	HPO_3	метафосфорная	$ \text{H} - \text{O} - \text{P} \begin{array}{l} \diagup \\ \diagdown \end{array} \begin{array}{l} \text{O} \\ \text{O} \end{array} $	метафосфат
17.	H_2S	сероводородная	$\text{H} - \text{S} - \text{H}$	сульфид
18.	H_2SO_3	сернистая	$ \begin{array}{c} \text{H} - \text{O} \\ \text{H} - \text{O} \end{array} \begin{array}{l} \diagdown \\ \diagup \end{array} \text{S} = \text{O} $	сульфит
19.	H_2SO_4	серная	$ \begin{array}{c} \text{H} - \text{O} \\ \text{H} - \text{O} \end{array} \begin{array}{l} \diagdown \\ \diagup \end{array} \text{S} \begin{array}{l} \diagup \\ \diagdown \end{array} \begin{array}{l} \text{O} \\ \text{O} \end{array} $	сульфат

20.	$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$	тиосерная (серноватистая)	$\begin{array}{c} \text{H} - \text{O} \quad \text{O} \\ \quad \quad \diagdown \quad \diagup \\ \quad \quad \text{S} \\ \quad \quad \diagup \quad \diagdown \\ \text{H} - \text{O} \quad \text{S} \end{array}$	тиосульфат (гипосульфит)
21.	HBr	бромоводородная	$\text{H} - \text{Br}$	бромид
22.	H_2CrO_4	хромовая	$\begin{array}{c} \text{H} - \text{O} \quad \text{O} \\ \quad \quad \diagdown \quad \diagup \\ \quad \quad \text{Cr} \\ \quad \quad \diagup \quad \diagdown \\ \text{H} - \text{O} \quad \text{O} \end{array}$	хромат
23.	$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	двуххромовая	$\begin{array}{c} \text{O} \quad \quad \text{O} \\ \quad \quad \\ \text{H} - \text{O} - \text{Cr} - \text{O} - \text{Cr} - \text{O} - \text{H} \\ \quad \quad \\ \text{O} \quad \quad \text{O} \end{array}$	дихромат
24.	HMnO_4	марганцовая	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{H} - \text{O} - \text{Mn} \\ \quad \quad \diagup \quad \diagdown \\ \quad \quad \text{O} \quad \text{O} \end{array}$	перманганат
25.	HI	иодоводородная	$\text{H} - \text{I}$	иодид
26.	HF	фтороводородная (плавиковая)	$\text{H} - \text{F}$	фторид

ТАБЛИЦА 2



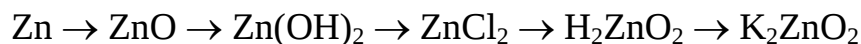
Контрольные вопросы и упражнения

1. Назвать следующие соединения: K_2O , K_2O_2 , MnO_2 , BaO_2 , Cr_2O_3 , V_2O_5 .
2. Назвать следующие соединения: Rb_2O , Rb_2O_2 , TiO_2 , BaO , CrO_3 , Mn_2O_7 .
3. Как доказать амфотерный характер ZnO , BeO , Cr_2O_3 ? Оксиды и соли называть.
4. Доказать амфотерный характер PbO , MnO_2 , SnO_2 ? Оксиды и соли называть.
5. Написать уравнения реакций, доказывающих основные свойства Rb_2O , Bi_2O_3 , FeO , HgO ? Оксиды и основания называть.
6. Написать уравнения реакций, доказывающих основные свойства Si_2O , CoO , Ni_2O_3 , SrO . Оксиды и основания называть.
7. Написать уравнения реакций, доказывающих кислотный характер ScO_2 , SO_3 , Mn_2O_7 , P_2O_5 , CrO_3 . Оксиды и кислоты называть.
8. Написать уравнения реакций, доказывающих кислотный характер SiO_2 , SO_2 , P_2O_3 , Cl_2O_5 , B_2O_3 . Оксиды и кислоты называть.
9. Написать уравнения реакций, доказывающих основные свойства Cs_2O , Co_2O_3 , CuO , MgO . Оксиды и соли называть.
10. Какие из приведенных соединений относятся к пероксидам: NO_2 , CO_2 , Na_2O_2 , BaO_2 , MnO_2 ? Соединения называть.
11. Какие из указанных оксидов при взаимодействии с водой образуют основания: MgO , Si_2O , Co_2O_3 , SrO , Cr_2O_3 ? Оксиды и основания называть.
12. Какие из указанных оксидов при взаимодействии с водой образуют основания: CuO , Cr_2O , Fe_2O_3 , BaO , Al_2O_3 ?
13. Можно ли получить гидроксид бария взаимодействием хлорида бария и гидроксида натрия?
14. Можно ли получить гидроксид кальция при взаимодействии хлорида кальция и гидроксида натрия?
15. Написать формулы оксидов, соответствующих следующим гидроксидам $Mg(OH)_2$, $Fe(OH)_2$, $NaOH$. Оксиды и гидроксиды называть.
16. Написать формулы оксидов, соответствующих следующим гидроксидам $Cu(OH)_2$, $Fe(OH)_3$, $LiOH$. Оксиды и гидроксиды называть.
17. Написать формулы оксидов, соответствующих следующим гидроксидам $Cr(OH)_2$, $Al(OH)_3$, $Mn(OH)_4$. Оксиды и гидроксиды называть.
18. Назвать следующие гидроксиды $RbOH$, $NiOH_3$, $Cd(OH)_2$, $Ti(OH)_4$. Написать формулы и назвать соответствующие им оксиды.

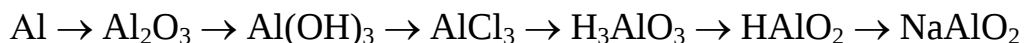
19. Назвать следующие гидроксиды KOH , Co(OH)_3 , Zn(OH)_2 , Rb(OH)_4 . Написать формулы и назвать соответствующие им оксиды.
20. Написать формулы оксидов, соответствующих следующим гидроксидам CsOH , Mn(OH)_2 , Mo(OH)_3 , Zr(OH)_4 . Оксиды и гидроксиды назвать.
21. Написать формулы ангидридов указанных кислот: H_2SiO_3 , H_2BrO_7 , H_2CrO_4 . Ангидриды и кислоты назвать.
22. Написать формулы ангидридов указанных кислот: HClO_3 , HPO_3 , HNO_2 , H_2CO_3 . Ангидриды и кислоты назвать.
23. Какие из указанных веществ вступают в химическое взаимодействие с водой: O_2 , Br_2 , SiO_2 , SO_2 , P_2O_5 . Продукты реакции назвать.
24. Написать формулы ангидридов указанных кислот: H_2SO_3 , H_3BO_3 , HMgO_4 , $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. Ангидриды и кислоты назвать.
25. Какие из указанных веществ вступают в химическое взаимодействие с водой: N_2 , Cl_2 , NO_2 , SO_3 , P_2O_3 ? Продукты реакции назвать.
26. С какими из ниже перечисленных веществ будет реагировать соляная кислота: N_2O_5 , Zn(OH)_2 , CaO , H_3PO_4 , H_2SO_4 . Продукты реакции назвать.
27. С какими из нижеперечисленных веществ будет реагировать бромоводородная кислота? N_2O_3 , Mg(OH)_2 , ZnO , HPO_3 , H_2CO_3 . Продукты реакции назвать.
28. Какая формула соответствует марганцовой кислоте:
а) HMnO_4 б) H_4MnO_4 в) H_2MnO_4
29. Какая формула соответствует ортохромистой кислоте:
а) $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ б) HCrO_2 в) H_3CrO_3 г) H_2CrO_4 ?
30. С какими из ниже перечисленных веществ будет реагировать серная кислота? CO_2 , Ne , P_2O_5 , NiO , Al(OH)_3 . Продукты реакции назвать.
31. Как доказать амфотерный характер Pb(OH)_4 , Al(OH)_3 , Fe(OH)_3 ? Назвать продукты реакции.
32. Можно ли получить гидроксид алюминия взаимодействием 1 моль нитрата Al и 8 моль гидроксида натрия?
33. Как доказать амфотерный характер Cr(OH)_3 , Sn(OH)_2 , Be(OH)_2 ?
34. Можно ли получить гидроксид цинка взаимодействием 1 моль хлорида цинка и 5 моль гидроксида натрия?
35. Написать формулы ортоалюминиевой и метаалюминиевой кислот.
36. Написать формулы ортооловяной и метаоловяной кислот.
37. Можно ли получить гидроксид бериллия взаимодействием 1 моль хлорида бериллия и 5 моль гидроксида калия?

38. Написать уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить указанные превращения. Продукты реакции назвать.

39. Написать уравнения реакций с помощью которых можно осуществить указанные превращения. Продукты реакции назвать.

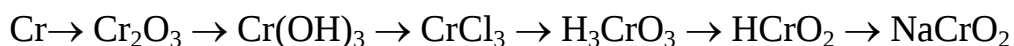


40. Написать уравнения реакции с помощью которых можно осуществить указанные превращения:



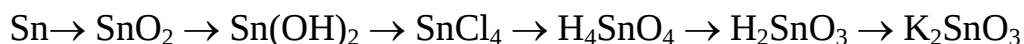
Продукты реакции назвать.

41. Написать уравнения реакций с помощью которых можно осуществить указанные превращения:



Продукты реакции назвать.

42. Написать уравнения реакций с помощью которых можно осуществить указанные превращения:



Продукты реакции назвать.

43. Назвать следующие соединения: $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, $\text{Mg}(\text{HSO}_3)_2$, $(\text{SrOH})_2\text{SiO}_3$, CrOHSO_4 , $[\text{Cr}(\text{OH})_2]_2\text{S}$

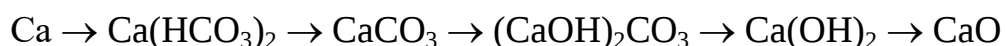
44. Назвать следующие соединения: SrHPO_4 , $(\text{CdOH})_2\text{ClO}_2$, $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, $\text{Al}(\text{CH}_3\text{COO})_3$, $[\text{Al}(\text{OH})_2]_2\text{SO}_4$.

45. Назвать следующие соединения $\text{Ba}(\text{H}_2\text{BO}_3)_2$, $\text{Al}(\text{MnO}_4)_3$, $\text{Al}(\text{HSO}_4)_3$, AlOHSiO_3 , $[\text{Al}(\text{OH})_2]_2\text{CO}_3$.

46. Составить уравнения реакций между кислотами и основаниями, приводящими к образованию солей: $\text{Mg}(\text{ClO}_2)_2$, SrHPO_4 , $\text{Ni}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Bi}(\text{OH})_2\text{NO}_3$, $\text{K}_2\text{H}_2\text{SiO}_4$. Соли назвать.

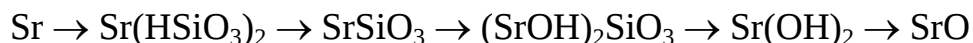
47. Составить уравнения реакций между кислотами и основаниями, приводящими к образованию солей: $\text{Ba}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$, $\text{Cd}(\text{MnO}_4)_2$, $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{CrOH}(\text{NO}_3)_2$, SiHCrO_4 .

48. Составить уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить указанные превращения:



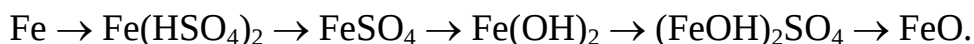
Соли назвать.

49. Составить уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить указанные превращения:



Соли назвать

50. Составить уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить указанные превращения:

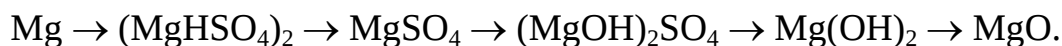


Соли назвать.

51. Назвать следующие соединения: $\text{Mg}_3(\text{BO}_3)_2$, $\text{Ca}(\text{HSO}_4)_2$, $(\text{MgOH})_2\text{CO}_3$, AlOHCrO_4 , $[\text{Al}(\text{OH})_2]_2\text{CrO}_4$.

52. Составить уравнения реакций между кислотами и основаниями, приводящими к образованию солей: $\text{Ca}(\text{MnO}_4)_2$, MgHPO_4 , $\text{Co}_2(\text{SO}_4)_2$, $\text{BiOH}(\text{NO}_3)_2$, NaH_2BO_3 . Соли назвать.

53. Составить уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить указанные превращения:



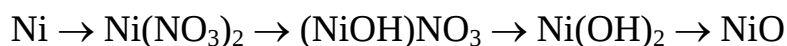
Соли назвать.

54. Составить уравнения реакций с помощью которых можно осуществить указанные превращения



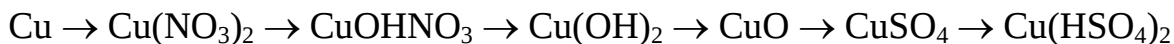
Соли назвать.

55. Составить уравнения реакций с помощью которых можно осуществить указанные превращения:



Соли назвать.

56. Составить уравнения реакций с помощью которых можно осуществить указанные превращения:



57. Написать уравнения реакций образования: $\text{Ca}_3(\text{BO}_3)_2$, $\text{Mg}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$,

$\text{Sr}(\text{ClO}_3)_2$, $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$ в результате взаимодействия

а) основного и кислотного оксидов;

б) основания и кислотного оксида;

в) основного оксида и кислоты;

г) основания и кислоты.

Соли назвать.

58. Написать уравнения реакций образования $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, MgHPO_4 , KClO_4 , $\text{Ti}(\text{NO}_3)_2$ в результате взаимодействия:

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

Соли назвать.

59. Написать уравнения реакций образования: MgSiO_3 , ZnHBO_3 , $\text{Ti}(\text{ClO})_2$, $\text{Be}(\text{NO}_3)_2$ в результате взаимодействия:

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

Соли назвать.

60. Написать уравнения реакций образования: CdCO_3 , NaH_2PO_4 , $\text{V}(\text{ClO}_3)_3$, $\text{CrOH}(\text{NO}_3)_2$ в результате взаимодействия:

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

Соли назвать

61. Написать уравнения реакций образования: $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$, CaHPO_4 , $\text{Mg}(\text{ClO}_4)_2$, $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ в результате взаимодействия:

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

Соли назвать

62. Написать уравнения реакций образования PbSO_4 , $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Cu}(\text{HSO}_3)_2$, $(\text{MnOH})\text{MnO}_4$ в результате взаимодействия:

- а) основного и кислотного оксидов;
- б) основания и кислотного оксида;
- в) основного оксида и кислоты;

г) основания и кислоты.

Соли назвать.

63. Написать уравнения реакций образования SnOHNO_3 , $\text{Ca}(\text{H}_2\text{BO}_3)_2$, $(\text{MnOH})\text{SCN}$, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ в результате взаимодействия:

а) основного и кислотного оксидов;

б) основания и кислотного оксида;

в) основного оксида и кислоты;

г) основания и кислоты.

Соли назвать.

64. Написать уравнения реакций образования $[\text{Cr}(\text{OH})_2]_2\text{SO}_4$, $\text{Co}(\text{HSiO}_3)_2$, $\text{Sc}(\text{CH}_3\text{COO})_2$, $\text{Fe}(\text{HS})_3$ в результате взаимодействия:

а) основного и кислотного оксидов;

б) основания и кислотного оксида;

в) основного оксида и кислоты;

г) основания и кислоты.

Соли назвать.

65. Написать уравнения реакций образования Sb_2S_3 , $(\text{CdOH})_2\text{CO}_3$, $\text{Zn}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$, $\text{Mn}(\text{MnO}_4)_2$ в результате взаимодействия:

а) основного и кислотного оксидов;

б) основания и кислотного оксида;

в) основного оксида и кислоты;

г) основания и кислоты.

Соли назвать.