

Основные классы неорганических соединений и их химические свойства

Классификация неорганических соединений.

Генетическая связь между классами неорганических соединений

Основой химических веществ являются химические соединения. В настоящее время известно более 20 миллионов химических соединений, большинство из них являются органическими. Тем не менее, несколько миллионов химических соединений относятся к неорганическим веществам. Несмотря на такую многочисленность, неорганических соединений можно классифицировать с помощью общей схемы, которая приведена на рис. 1.

В зависимости от того, сколько различных элементов входят в состав веществ, их можно разделить на **простые** и **сложные**.

Простые вещества, в свою очередь, делятся на металлы и неметаллы. Простые вещества металлов образованы из соответствующих атомов, связанные между собой металлической связью. В кристаллах металлов связь между ионами металла осуществляет общее электронное облако, или электронный газ. Поскольку все металлы образуют кристаллическую структуру одного и того же типа, физические свойства их во многом подобны, например, большинство металлов характеризуются высокими электро- и теплопроводностью, металлическим блеском, непрозрачностью, высокой прочностью, пластичностью. Все металлы, кроме ртути, при комнатной температуре являются твердыми веществами.

Свойства простых веществ неметаллов при обычных условиях отличаются большим многообразием. В первую очередь, это касается агрегатного состояния. Газообразные при обычных условиях неметаллы – водород, азот, кислород, фтор, хлор, благородные газы. Жидким неметаллом является бром. Твердые простые вещества образуют углерод, кремний, фосфор, сера, причем аллотропная модификация углерода — алмаз является самым твердым веществом. Это многообразие объясняется тем, что неметаллы могут образовывать кристаллическую структуру как молекулярного, так и атомного типов.

Газообразные при обычных условиях неметаллы существуют в виде двухатомных (H_2 , O_2 , Cl_2 , N_2) или одноатомных (благородные газы) молекул. Взаимодействие между этими сравнительно небольшими частицами весьма слабое, поэтому данные неметаллы при комнатной температуре представляют собой газы, а в жидкое и твердое агрегатное состояния они переходят только при низких температурах.

Молекулярное состояние имеют также бром (Br_2), белый фосфор (P_4), и сера (S_8), но из-за значительно большей массы этих молекул и, как следствие, большего межмолекулярного взаимодействия, бром при обычных условиях — жидкость, а белый фосфор и сера — твердые вещества.

**Классы неорганических соединений
и генетическая связь между ними**

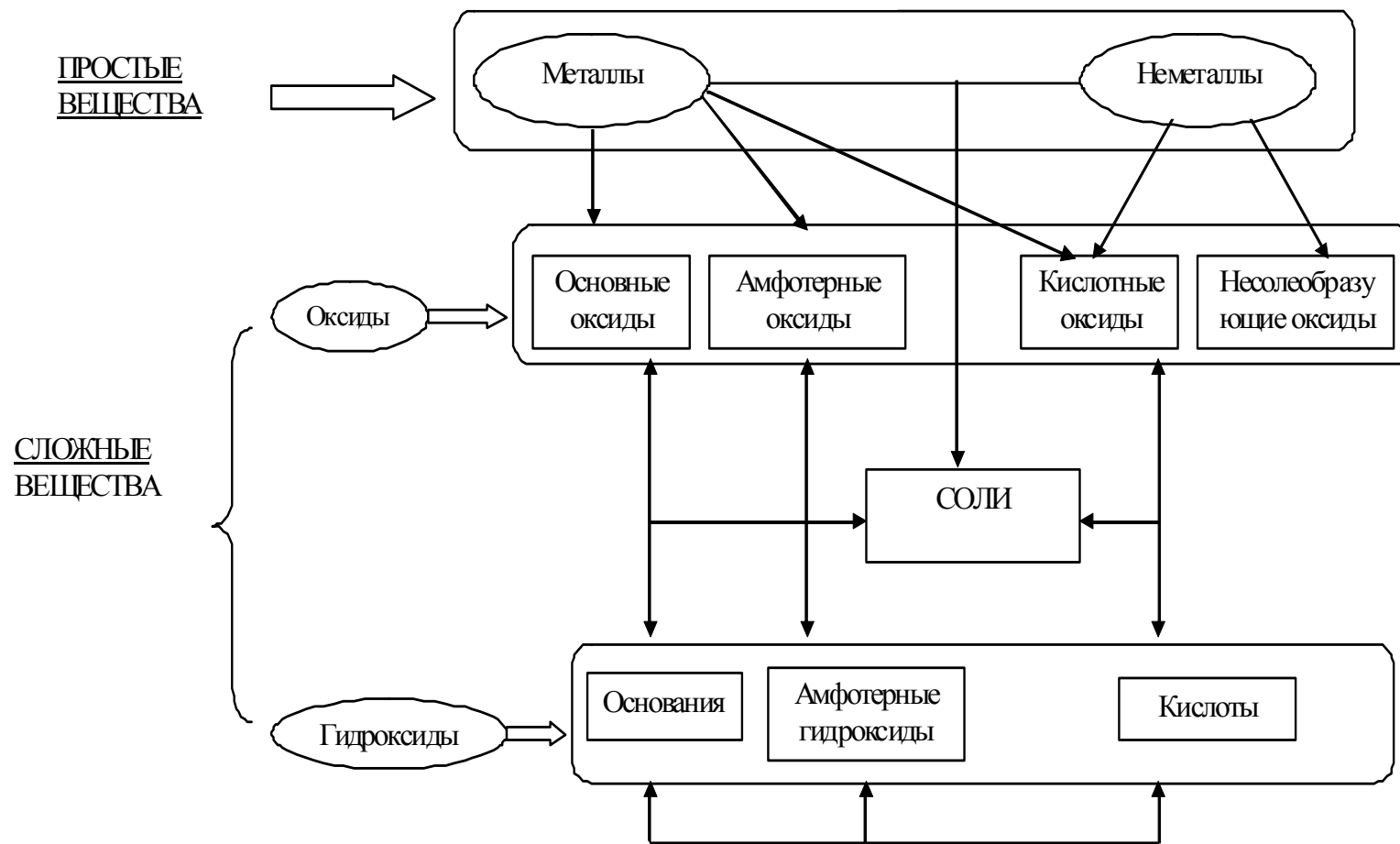


Рис. 1

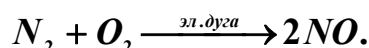
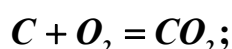
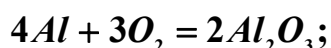
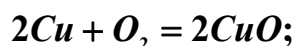
Большинство твердых при обычных условиях неметаллов имеют немолькулярное состояние и образуют кристаллы атомного типа — алмаз, графит, красный фосфор, кремний.

Сложные вещества отличаются еще большим многообразием. Это касается, как состава, так и свойств. Поскольку свойства сложных веществ весьма разнообразны, рассмотрим классификацию сложных веществ по их составу. Общепринятая классификация основана на характере оксидов и гидроксидов химических элементов.

Оксидом называется сложное вещество, состоящее из атомов двух и более элементов, один из которых кислород.

Оксиды следует отличать от пероксидов (H_2O_2 , Na_2O_2), степень окисления кислорода в которых равна 1. Фторид кислорода OF_2 также не является оксидом.

Металлы образуют основные, амфотерные, а в высших степенях окисления и кислотные оксиды; неметаллы — кислотные и несолеобразующие. Большинство оксидов может быть получено непосредственным окислением соответствующего простого вещества:



Гидроксиды принято рассматривать как продукты гидратации оксидов, то есть как продукты присоединения воды. Некоторые гидроксиды можно получить в результате взаимодействия оксида с водой, другие — только косвенным путем.

Основными оксидами соответствуют основания (основные гидроксиды).

Амфотерным оксидам соответствуют амфотерные гидроксиды.

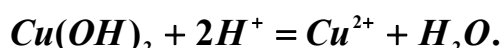
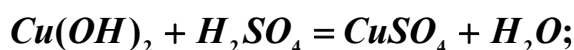
Несолеобразующие оксиды гидроксидов не образуют.

Основания взаимодействуют с кислотами и с кислотными оксидами. При этом образуют соли.

Сильные основания — щелочи — в растворе диссоциируют с образованием OH^- ионов, которые изменяют окраску индикаторов.



Слабые основания не могут создать в растворе значительных концентраций гидроксид-ионов, поэтому их основные свойства проявляются только при взаимодействии с сильными кислотами:

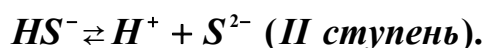


Противоположность основаниям — **кислоты**. Кислоты взаимодействуют с основаниями и основными оксидами, давая при этом соли.

Сильные кислоты в водных растворах практически полностью распадаются на ионы, создавая значительные концентрации ионов H^+ . Пример — соляная кислота:



Слабые кислоты в растворе диссоциированы в незначительной степени. Пример — сероводородная кислота:



Наличие заметных количеств ионов H^+ в растворах кислот обнаруживается по изменению окраски индикаторов.

Таким образом, в схеме общей классификации веществ можно выделить две основные ветви, родоначальниками которых являются металлы и неметаллы. Далее идут оксиды и гидроксиды металлов и неметаллов.

Оксиды бывают основными, кислотными, амфотерными и несолеобразующими. Основными оксидами являются оксиды наиболее активных металлов (Na_2O , CaO), а также оксиды d -элементов в низших степенях окисления (CrO , FeO). Кислотные оксиды — оксиды неметаллов (SO_3 , SiO_2) а также d -элементов в высших степенях окисления (CrO_3 , Mn_2O_7). Типичные амфотерные оксиды ZnO и Al_2O_3 проявляют свойства, как основных, так и кислотных оксидов. Амфотерными являются также оксиды некоторых d -элементов, в которых они проявляют промежуточные степени окисления (Cr_2O_3). Несолеобразующими оксидами являются N_2O , NO , CO .

Гидроксиды (гидраты оксидов) делятся на кислоты, основания, и амфотерные гидроксиды.

Соли можно рассматривать как продукты взаимодействия веществ, относящиеся к различным ветвям классификации Соли бескислородных кислот образуются в результате взаимодействия металлов с неметаллами. Соли кислородосодержащих кислот — продукты взаимодействия между собой кислотных и основных оксидов; кислот и оснований; а также кислотных оксидов и оснований; основных оксидов и кислот.

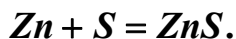
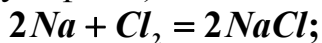
Неорганические соединения определенного класса могут быть получены из соединений другого класса. Такая связь между классами соединений называется **генетической**.

В схеме на рис. 1 показаны основные классы неорганических соединений и генетические связи между ними, обозначенные стрелками. Взаимодействуют между собой вещества, относящиеся к разным ветвям, т. е. металлы с неметаллами, основные оксиды с кислотными, кислоты с основаниями и т.д. Вещества, относящиеся к одной ветви, не реагируют между собой, например, кислоты не реагируют с кислотами. Продуктами взаимодействия веществ, относящиеся к разным генетическим ветвям, являются соли. Приведенная схема является несколько упрощенной, тем не менее, она обобщает основные свойства большинства веществ, которые изучаются в школьном курсе.

Генетическая связь между классами неорганических соединений

1. Металлы, неметаллы → соли

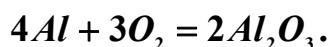
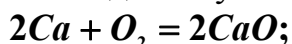
При взаимодействии металлов с неметаллами образуются соли бескислородных кислот (галогениды, сульфиды):



Эти соединения устойчивы и при нагревании, как правило, не разлагаются.

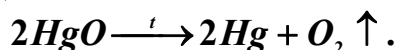
2. Металлы → оксиды металлов (основные и амфотерные)

Большинство металлов взаимодействует с кислородом, образуя оксиды:



Не взаимодействуют с кислородом золото, серебро, платина и некоторые другие малоактивные металлы.

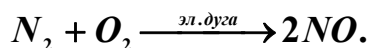
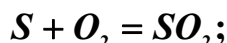
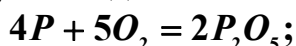
Оксиды некоторых малоактивных металлов легко разлагаются при нагревании на металл и кислород:



Большинство оксидов (оксиды щелочных, щелочноземельных металлов, магния, алюминия, цинка и др.) при нагревании не разлагаются.

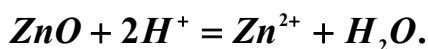
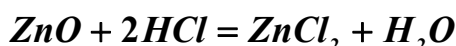
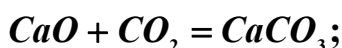
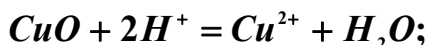
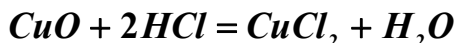
3. Неметаллы → оксиды неметаллов (кислотные и несолеобразующие)

Неметаллы (за исключением галогенов и благородных газов) взаимодействуют с кислородом, образуя оксиды:

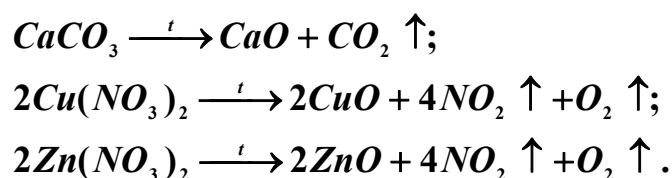


4. Основные и амфотерные оксиды ↔ соли

Соли образуются при взаимодействии основных и амфотерных оксидов с кислотами или кислотными оксидами:

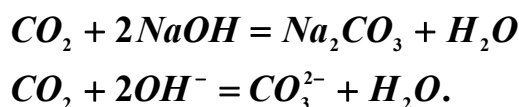


Соли некоторых кислородосодержащих кислот (нитраты, карбонаты), при нагревании разлагаются:



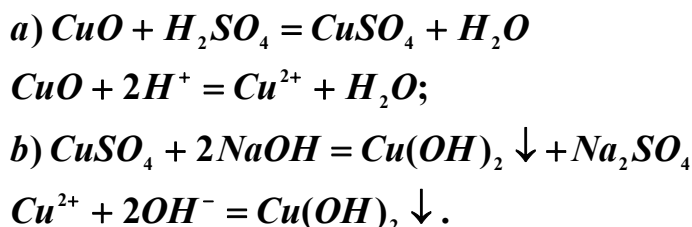
5. Кислотные оксиды ↔ соли

Кислотные оксиды образуют соли при взаимодействии со щелочами или с основными оксидами:

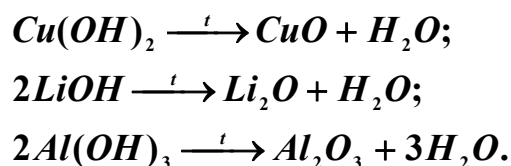


6. Оксиды металлов ↔ основания, амфотерные гидроксиды

Непосредственным взаимодействием с водой могут быть получены только путем: а) растворением оксида в кислоте; б) действием щелочи на растворы соответствующих солей:



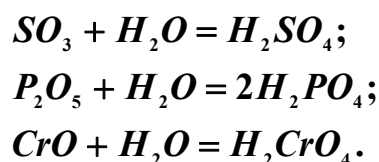
Основания и амфотерные гидроксиды при нагревании разлагаются:



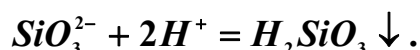
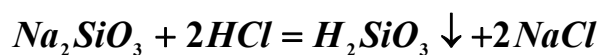
NaOH и *KOH* при нагревании не разлагаются (плавятся без разложения).

7. Кислотные оксиды ↔ кислоты

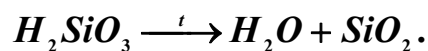
Кислотные оксиды взаимодействуют с водой, образуя соответствующие кислоты:



Исключение — *SiO₂*, который с водой не реагирует. Кремниевую кислоту получают косвенным путем — действием сильных кислот на растворимые силикаты:



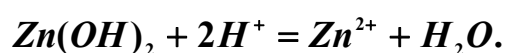
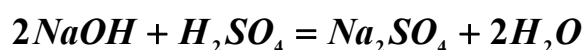
Некоторые кислородосодержащие кислоты разлагаются при нагревании.



В то же время существуют кислоты, устойчивые к нагреванию (H_2SO_4 , H_3PO_4).

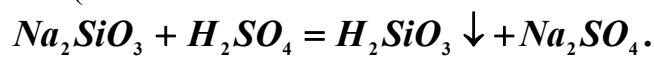
8. Основания и амфотерные гидроксиды \leftrightarrow соли

Осуществляется посредством взаимодействия гидроксида с кислотой:



9. Кислоты \leftrightarrow соли

Прямое превращение — взаимодействие кислоты с основным или амфотерным оксидом или гидроксидом (см. ранее). Обратное — действие на соль более сильной кислоты (сильные кислоты вытесняют слабые из их солей):

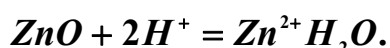
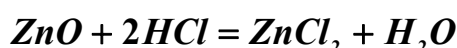


Особое место в ряду неорганических соединений занимают несолеобразующие оксиды, а также амфотерные оксиды и гидроксиды.

Несолеобразующие оксиды. Ими являются CO , N_2O и NO . Данные оксиды не взаимодействуют с водой, им не соответствуют кислоты и соли, поэтому их называют также безразличными.

Амфотерные оксиды и гидроксиды. Амфотерные свойства (способность взаимодействовать и с кислотами и со щелочами) проявляют оксиды и гидроксиды алюминия, цинка, бериллия, железа (III), хрома (III) и некоторых других металлов. Амфотерные оксиды и гидроксиды характеризуются следующими свойствами:

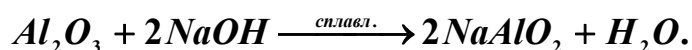
Взаимодействие с кислотами:



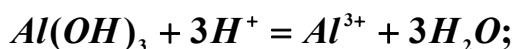
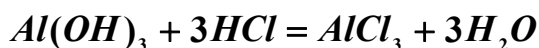
Взаимодействие со щелочами:



Амфотерные оксиды эффективно взаимодействуют со щелочами при сплавлении:



Амфотерные гидроксиды цинка, алюминия и некоторых других металлов легко растворяются в водных растворах кислот и щелочей:



Общая классификация неорганических веществ, включающая их основные химические свойства, приведена в таблице в конце данного документа.

ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ

1. Какие основные классы неорганических соединений вы знаете?
2. Будут ли взаимодействовать между собой следующие пары веществ и почему:
 - a) $NaOH$ и $Ba(OH)_2$;
 - b) CuO и HBr ;
 - c) H_3PO_4 и HI ;
 - d) SO_3 и CaO ;
 - e) FeO и HBr ?

Для тех случаев, когда будут протекать химические реакции, напишите соответствующие уравнения.

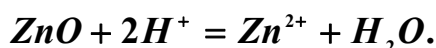
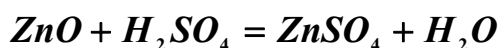
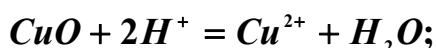
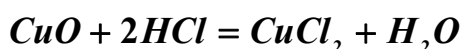
Химические свойства неорганических соединений

В предыдущем разделе представлена генетическая связь между основными классами неорганических соединений. Следующий этап — рассмотрение свойств химических соединений. Изучение химических свойств веществ является важнейшей задачи химии. Без знаний в этой области невозможно судить о свойствах веществ и целенаправленно осуществлять химические превращения.

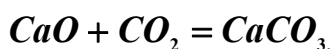
Рассмотрение свойств сложных веществ мы начинаем с оксидов. Кратко напомним свойства оксидов.

Основные и амфотерные оксиды характеризуются следующими химическими свойствами.

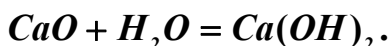
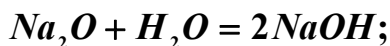
1. **Взаимодействие с кислотами.** В результате образуется соль соответствующей кислоты и вода:



2. **Взаимодействие с кислотными оксидами.** В результате образуются соли:



3. **Взаимодействие с водой.** С водой взаимодействуют только оксиды щелочных и щелочноземельных металлов, в результате образуются щелочи:

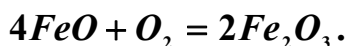
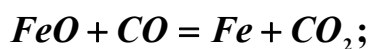


Остальные основные и амфотерные оксиды с водой не взаимодействуют.

4. **Амфотерные оксиды** взаимодействуют с растворами щелочей, а также со щелочами при взаимодействии:



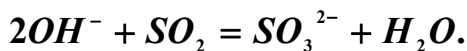
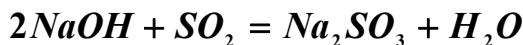
5. **Окислительно-восстановительные свойства.** Оксиды, в которых металл находится в промежуточной ступени окисления, могут быть, как окислителями, так и восстановителями:



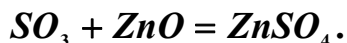
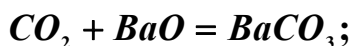
Кислотные оксиды относятся к другой ветви классификации неорганических соединений. Их устаревшее название — ангидриды. Важнейшее свойст-

во кислотных оксидов — взаимодействие с веществами, проявляющими основные свойства. Перечислим химические свойства кислотных оксидов.

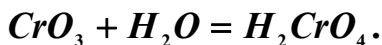
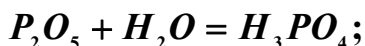
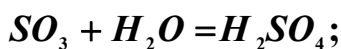
1. **Взаимодействие со щелочами с образованием солей и воды:**



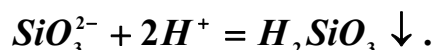
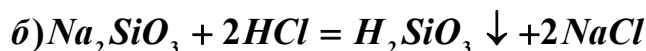
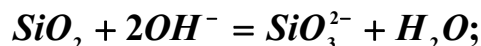
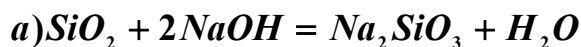
2. **Взаимодействие с основными и амфотерными оксидами с образованием солей:**



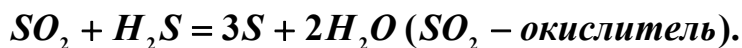
3. **Взаимодействие с водой.** При этом образуются кислоты:



Оксид кремния (IV) с водой не взаимодействует. Кремневую кислоту получают косвенным путем — а) взаимодействием SiO_2 с раствором щелочи при кипячении; б) осаждение кремневой кислоты из раствора образовавшегося силиката сильной кислотой:



4. **Окислительно-восстановительные свойства** зависят от степени окисления элемента в оксиде. Если элемент, образующий оксид, находится в промежуточной степени окисления, оксид может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства. Например, оксид серы(IV) окисляется кислородом в присутствии катализатора до оксида серы(VI) и восстанавливается сероводородом с образованием серы:



Как видно из рассмотрения свойств основных, амфотерных и кислотных оксидов, в результате их взаимодействия с веществами других классов образуются соли. Поэтому эти оксиды называются солеобразующими.

С позиции теории электролитической диссоциации оксиды не являются электролитами в водных растворах, и в ионных уравнениях их формулы следует записывать в недиссоциированном виде.

Химические свойства остальных классов неорганических веществ принято рассматривать с точки зрения теории электролитической диссоциации.

Среди неорганических соединений электролитами в водном растворе являются кислоты, основания и соли. Некоторые органические соединения, содержащие ковалентные полярные или ионные связи, также могут диссоциировать в водных растворах, например: крабоновые кислоты и их соли.

Кислоты — это электролиты, образующие при электролитической диссоциации в качестве катионов только катионы водорода. Число ионов водорода, способных образоваться в результате диссоциации одной молекулы кислоты, называется основностью кислоты. Кислоты могут быть одноосновными (*HCl*, *HNO₃*) и многоосновными (*H₂SO₄*, *H₂CO₃*, *H₃PO₄*).

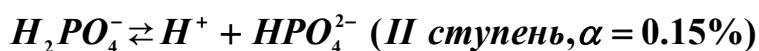
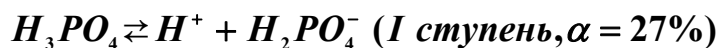
В зависимости от величины степени диссоциации кислоты делятся на сильные и слабые.

Сильные кислоты являются сильными электролитами, диссоциируют практически полностью, в растворе присутствуют только катионы водорода и анионы кислотного остатка, недиссоциированные молекулы отсутствуют. Примеры сильных кислот: *HCl*, *HBr*, *HI*, *HNO₃*, *H₂SO₄*, *HClO₃*, *HClO₄*. В ионных уравнениях формулы записываются в диссоциированном виде.

Слабые кислоты являются слабыми электролитами, диссоциированы в незначительной степени, в их водных растворах преобладают недиссоциированные молекулы, присутствует также небольшое количество катионов и анионов кислотного остатка. Вследствие этого, в ионных уравнениях формулы таких электролитов следует писать в недиссоциированном виде. Примеры слабых кислот: *H₂CO₃*, *H₂SiO₃*, *H₂S*, *HClO*, *H₃PO₄*, *HF*.

Диссоциация многоосновных кислот протекает ступенчато, то есть только часть ионов, образовавшихся на первой ступени, диссоциирует дальше. Отсюда следует, что записывать суммарное уравнение диссоциации многоосновной кислоты нельзя (исключение — серная кислота *H₂SO₄*, которая в разбавленном растворе диссоциирует практически полностью по двум ступеням).

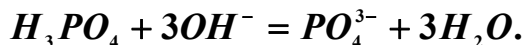
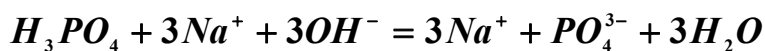
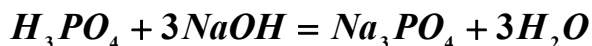
Пример. Значения степени диссоциации ортофосфорной кислоты в 0,1 М растворе по отдельным ступеням:



Как видно, только небольшая часть анионов, образовавшихся на I ступени, подвергается дальнейшей диссоциации. Поэтому для слабых многоосновных кислот недопустимо писать суммарное уравнение диссоциации.

Таким образом, слабые кислоты присутствуют в водном растворе преимущественно в виде молекул. Поэтому в ионных уравнениях формулы слабых кислот следует записывать в молекулярной форме.

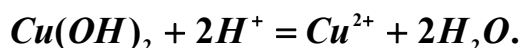
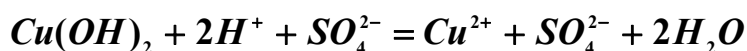
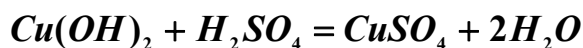
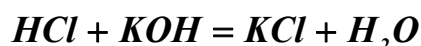
Например, для реакции, между фосфорной кислотой и щелочью, в которой на одну моль кислоты приходится три моля щелочи, уравнение необходимо записывать следующим образом:



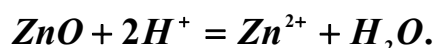
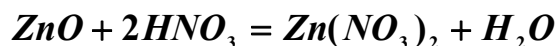
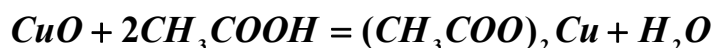
Химические свойства кислот определяются, в первую очередь, наличием в их водных растворах катионов водорода. Растворы кислот обладают кислым вкусом, окрашивают лакмус в розовый, метилоранж – в красный цвет.

Кислоты взаимодействуют со следующими веществами.

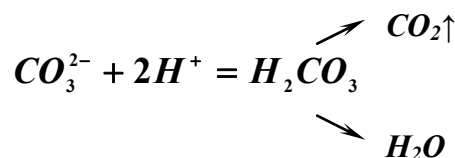
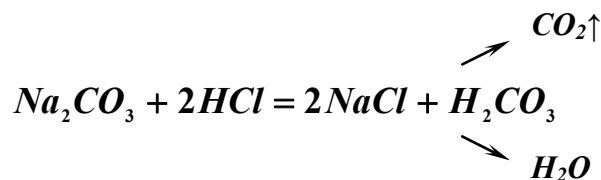
1. Основания и амфотерные гидроксиды:



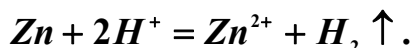
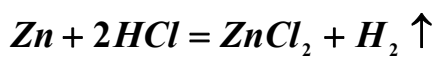
2. Основные и амфотерные оксиды:



3. Соли более слабых кислот (сильная кислота вытесняет слабую из ее соли):



4. Металлы (стоящие в ряду напряжений до водорода):



5. Аммиак (образуются соли аммония):



6. Некоторые кислоты проявляют сильные окислительные свойства. Это азотная кислота и концентрированная серная кислота.

Основания — это электролиты, образующие в результате электролитической диссоциации в качестве анионов только анионы **OH** (гидроксид-ионы). Число гидроксид-ионов, приходящиеся на один катион металла, называется кислотностью основания. Соответственно, бывают однокислотные (**NaOH**, **KOH**) и многокислотные (**Ca(OH)₂**, **Fe(OH)₂**) основания.

Основания делятся на сильные (щелочи) и слабые. Заметные концентрации гидроксид-ионов в растворе могут создать только сильные основания — щелочи.

Щелочами являются гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов. Наиболее часто используемые на практике щелочи — **NaOH**, **KOH**, **Ca(OH)₂**, **Ba(OH)₂**. Все остальные основания являются слабыми. Гидроксиды бериллия и магния не являются щелочами. Причем **Be(OH)₂** — амфотерный гидроксид, **Mg(OH)₂** — слабое основание.

Все **щелочи** — сильные электролиты, диссоциируют необратимо:



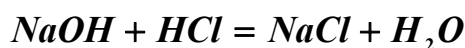
Диссоциация протекает по двум ступеням практически полностью.

Рассмотрим химические свойства оснований.

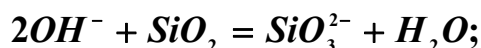
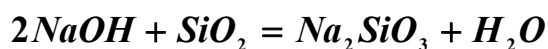
Общие химические свойства щелочей обусловлены наличием в их растворах гидроксид-ионов. Щелочи изменяют окраску индикаторов (фенолфталеин — малиновый, лакмус — синий, метилоранж — желтый). В ионных уравнениях формулы щелочей следует записывать в диссоциированном виде.

Химические свойства щелочей

1. Взаимодействие с кислотами (реакция нейтрализации):



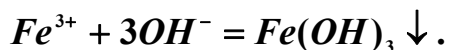
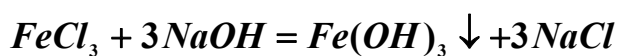
2. Взаимодействие с кислотными и амфотерными оксидами:



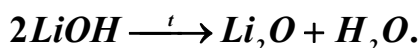
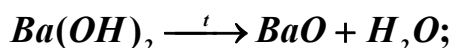
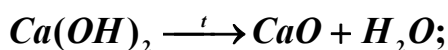
3. Взаимодействие с амфотерными гидроксидами:



4. Взаимодействие с солями (реакция обмена):



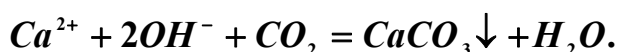
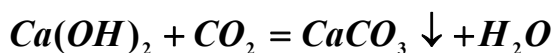
5. Некоторые щелочи при нагревании разлагаются:



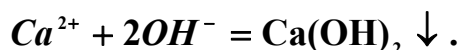
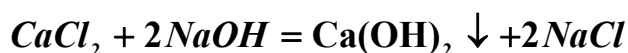
Гидроксиды натрия и калия не разлагаются при нагревании. При температурах 323°C и 405°C соответственно *NaOH* и *KOH* плавятся без разложения.

Особенности написания ионных уравнений с участием гидроксида кальция $Ca(OH)_2$.

Гидроксид кальция является малорастворимым основанием. Его растворимость составляет 0,16 г на 100 г воды при 20°C. То есть, массовая доля $Ca(OH)_2$ в его насыщенном растворе равна примерно 0,16 %. Тем не менее, даже при такой малой концентрации этот раствор обладает всеми свойствами растворов щелочей, например: окрашивание фенолфталеина в малиновый цвет, поглощает углекислый газ с образованием нерастворимого $CaCO_3$ (качественная реакция на CO_2). Отсюда следует, что в ионных уравнениях реакций с участием раствора гидроксида кальция (известковой воды) формулу данного соединения необходимо записывать в диссоциированном виде:



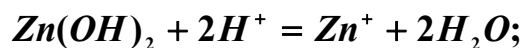
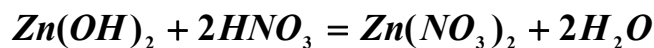
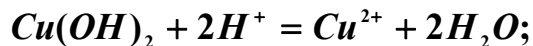
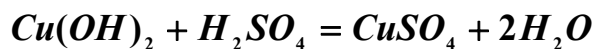
Если гидроксид кальция образуется в виде белого осадка в результате реакции между растворимой солью кальция и гидроксидом натрия или кальция, то он, в основном, присутствует в системе в виде твердого $Ca(OH)_2$. В ионном уравнении должна фигурировать преимущественно форма существования соединений в системе — осадок $Ca(OH)_2$, формулу соединения в этом случае следует записывать в недиссоциированном виде:



Слабые основания обладают очень малой растворимостью и не могут создать заметной концентрации ионов OH^- , поэтому ряд свойств, присущих щелочам для них нехарактерен. В ионных уравнениях формулы нерастворимых

оснований следует записывать в недиссоциированном виде. Все это относится и к **амфотерным гидроксидам**.

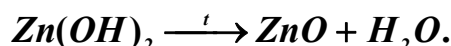
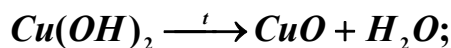
Нерастворимые основания и амфотерные гидроксиды взаимодействуют с растворами кислот:



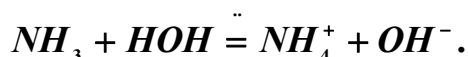
Амфотерные гидроксиды взаимодействуют с растворами щелочей:



Кроме того, нерастворимые основания и амфотерные гидроксиды при нагревании разлагаются на соответствующий оксид и воду:



Аммиак. Водный раствор аммиака проявляет многие свойства присущие растворам сильных оснований. Он имеет щелочную реакцию и окрашивает раствор фенолфталеина в малиновый цвет. Часто это объясняется тем, что при растворении аммиака в воде образуется слабый электролит – гидроксид аммония NH_4OH . В действительности ионное соединение NH_4^+OH^- не существует, и щелочная реакция водного раствора аммиака объясняется способностью молекулы NH_3 присоединять ион водорода от молекулы воды по донорно-акцепторному механизму. В результате образуются гидроксид-ионы, обуславливающие щелочную реакцию водного раствора аммиака:



Водный раствор аммиака принято считать раствором слабого основания, формула которого $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$. Используется также формула NH_4OH .

Аммиак нейтрализует растворы кислот:



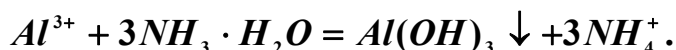
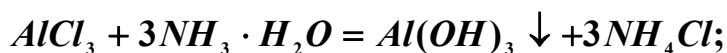
При этом образуются продукты нейтрализации — соли аммония, в которых роль катиона металла выполняет однозарядный катион аммония.

Раствор аммиака не является щелочью! Это раствор слабого основания, которое может быть вытеснено из соответствующей соли сильными основаниями — щелочью. В результате действия на них концентрированных растворов щелочей наблюдается выделение аммиака, что можно обнаружить по запаху:



Выделение **аммиака** усиливается при небольшом нагревании.

В водном растворе аммиака не растворяется гидроксид алюминия, этим свойством можно воспользоваться при получении $Al(OH)_3$:



Рассмотрим свойства солей с точки зрения теории электролитической диссоциации.

Солями называются сложные вещества, образованные катионами металла (а также аммония NH_4^+) и анионами кислотного остатка. Соли можно рассматривать как продукты нейтрализации кислот и оснований. Продуктами полной нейтрализации являются средние соли ($NaCl$, K_3PO_4 , $(NH_4)_2SO_4$). Нейтрализация многоосновных кислот и многокислотных оснований может осуществляться не полностью, при этом образуются кислые и основные соли.

Примеры. **Кислые соли:** $(NH_4)_2PO_4$ — гидрофосфат аммония или двузамещенный ортофосфат аммония; $Ca(HS)_2$ — гидросульфид кальция; $NaHCO_3$ — гидрокарбонат натрия или питьевая сода. **Основные соли:** $ZnOHCl$ — основной хлорид цинка или гидрохлорид цинка; $(CuOH)_2CO_3$ — гидроксокарбонат меди или малахит.

Комплексные соли содержат комплексные ионы: $Na_3[Al(OH)_6]$ — гексагидроксоалюминат натрия.

Двойные соли содержат два разных катиона: $KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$ — алюмокалиевые квасцы.

Смешанные соли содержат два разных аниона: $CaCl \cdot CaOCl$ или $CaOCl_2$ — хлорная известь («хлорка»).

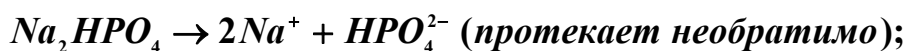
Соли в большинстве случаев являются сильными электролитами, в водном растворе полностью диссоциируют на катион металла и анион кислотного остатка:



В ионных уравнениях реакций формулы растворимых солей следует записывать в диссоциированном виде.

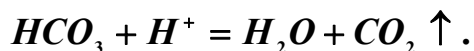
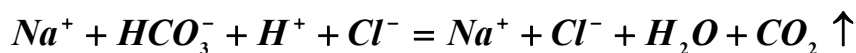
Кислые соли являются сильными электролитами на стадии диссоциации на катион металла (или аммония — NH_4^+) и анион. Анион кислой соли соответствует многоосновной кислоте и является слабым электролитом.

Пример диссоциации кислой соли — гидрофосфат натрия:



В связи с этим в ионных уравнениях формулы растворимых кислых солей следует записывать с учетом только необратимой стадии диссоциации.

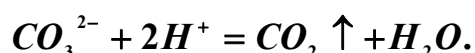
Пример:



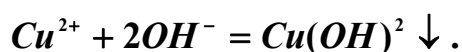
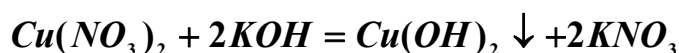
Химические свойства солей в свете теории электролитической диссоциации определяется наличием в их растворах металла и анионов кислотного остатка.

Соли взаимодействуют со следующими веществами.

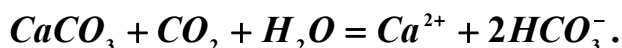
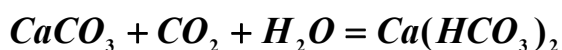
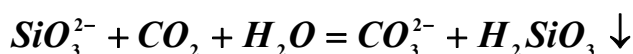
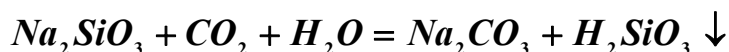
1. С кислотами (сильная кислота вытесняет слабую из солей):



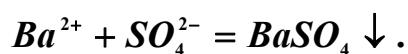
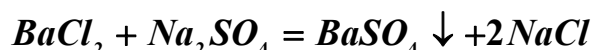
2. Со щелочами (образуется нерастворимое основание и новая соль):



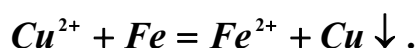
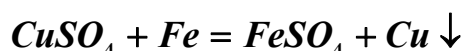
3. С кислотными оксидами, образуется новая соль и кислота, либо кислая соль:



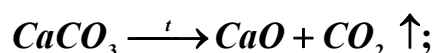
4. Растворы солей взаимодействуют между собой, образуются две новые соли (если одна из новых солей нерастворима):



5. С металлами, более активными, чем металл, входящий в состав соли (более активный металл вытесняет менее активный):



6. Некоторые соли, в основном карбонаты и нитраты, при нагревании разлагаются:



7. Классификация неорганических соединений и их основные химические свойства обобщены в таблице на рис. 2.

Классы неорганических соединений и их основные химические свойства

ОКСИДЫ				ГИДРИДЫ				Соли
Металлов		Неметаллов		Основания		Амфотерные гидроксиды	Кислоты	
Солеобразующие		Несолеобразующие (NO, CO, N ₂ O)	Сильные (щелочи)	Слабые				
Основные	Амфотерные				Кислотные (ангидриды)			
ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ СО СЛЕДУЮЩИМИ ВЕЩЕСТВАМИ								
Кислоты		Щелочи		Кислоты			Основания и амфотерные гидроксиды	Кислоты (более сильные)
Кислотные оксиды		Основные и амфотерные оксиды		Кислотные и амфотерные оксиды	Щелочи		Основания и амфотерные оксиды	Щелочи (реакция обмена)
H ₂ O (только оксиды щелочных и щелочноземельных металлов)		H ₂ O (кроме SiO ₂)		Амфотерные гидроксиды			Соли (более слабых кислот)	Кислотные оксиды
		Щелочи		Соли (реакция обмена)			Металлы (до водорода)	Соли (реакция обмена)
				Разлагаются при нагревании (кроме NaOH и KOH)			Аммиак	Металлы (более активные)
								Разл. при нагревании (карбонаты, нитраты)

