

Важнейшие классы неорганических соединений

Химические вещества принято делить на две группы: немногочисленную группу *простых* веществ (их, с учетом аллотропных модификаций, насчитывается около 400) и очень многочисленную группу *сложных веществ*. Первую классификацию неорганических соединений в 1787 году предложил А.Л. Лавуазье. Он выделил среди известных к тому времени соединений - *простые вещества*, продукты их горения – *оксиды*, продукты реакций оксидов с водой – *основания* и *кислоты*, и, как результат взаимодействия последних, *класс солей*. Рассмотрим основные свойства этих классов неорганических соединений.

1. Оксиды. *Оксидами* называются сложные вещества, состоящие из двух элементов, один из которых кислород. Почти все химические элементы образуют оксиды. До настоящего времени еще не получены оксиды только трех элементов – Гелия, неона и аргона. Согласно международной номенклатуре названия оксидов образуют из латинского корня названия элемента с большей электроотрицательностью с окончанием *-ид* и русского названия элемента с меньшей электроотрицательностью в родительном падеже. Если же элемент образует несколько оксидов, то в их названиях указывается степень окисления элемента (римской цифрой в скобках). Например, FeO - оксид железа (II), Fe₂O₃ - оксид железа (III), P₂O₃ - оксид фосфора (III), P₂O₅ - оксид фосфора (V).

Оксиды делят на две группы: *солеобразующие* и *несолеобразующие*. К последней немногочисленной группе относятся: оксид углерода (II) - CO, оксид азота (I) - N₂O, оксид азота (II) - NO и оксид кремния (II) SiO.

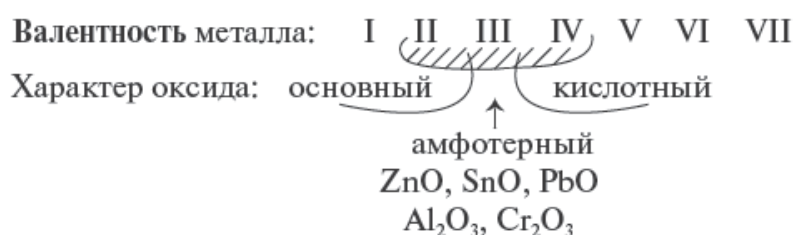
Особую группу кислородных соединений элементов составляют *пероксиды*. Обычно их рассматривают как соли пероксида водорода H₂O₂, проявляющего слабые кислотные свойства. У пероксидов атомы кислорода химически связаны не только с атомами других элементов, но и между собой (образуют *пероксидную группу* -O-O-). Например, пероксид натрия Na₂O₂.

По химическим свойствам солеобразующие оксиды делятся на три группы: основные, кислотные и амфотерные.

Основные оксиды. Основные оксиды образуются только металлами. *Основными* называются такие оксиды, которым соответствуют основания. Например, Na_2O , CaO , FeO , NiO - являются основными оксидами, так как им соответствуют основания - NaOH , Ca(OH)_2 , Fe(OH)_2 , Ni(OH)_2 .

Кислотные оксиды. *Кислотными* оксидами называются такие оксиды, которым соответствуют кислоты. Например, CO_2 , P_2O_5 , SO_2 , SO_3 - кислотные оксиды, так как им соответствуют кислоты - H_2CO_3 , H_3PO_4 , H_2SO_3 , H_2SO_4 . Кислотные оксиды образуются неметаллами и некоторыми металлами, проявляющими высокие степени окисления, например, оксиду Mn_2O_7 отвечает марганцевая кислота HMnO_4 .

Амфотерные оксиды. *Амфотерными* называются такие оксиды, которые в зависимости от условий проявляют свойства как основных, так и кислотных оксидов, т.е. обладают двойственными свойствами.



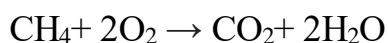
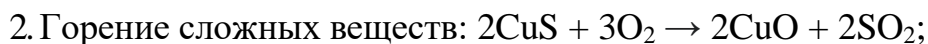
Идеально амфотерным оксидом является вода (H_2O), что проявляется при гидролизе солей. Амфотерные оксиды с водой непосредственно не соединяются, но они реагируют и с кислотами, и с основаниями:



При сплавлении Al_2O_3 со щелочами или карбонатами щелочных металлов образуются метаалюминаты: $\text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{NaOH} \rightarrow 2\text{NaAlO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Получение оксидов. Основными являются три способа получения:

1. Непосредственное соединение простого вещества с кислородом (при различных условиях). $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$; $2\text{Cu} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CuO}$



3. Разложение при нагревании кислородсодержащих соединений: карбонатов, нитратов, гидроксидов. $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$; $2\text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$

Химические свойства оксидов. Большинство кислотных оксидов и оксидов щелочных и щелочноземельных металлов непосредственно реагируют с водой, давая соответствующие кислоты и основания. Наиболее типичные химические свойства оксидов проявляются в их взаимодействии с кислотами и основаниями. Продуктами таких реакций являются соли. Поэтому такие оксиды называются *солеобразующими*.

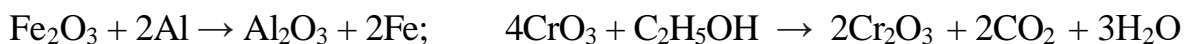


Взаимодействие оксидов между собой также приводит к образованию солей.



Однако существует небольшая группа оксидов - H_2O , CO , N_2O , NO , F_2O , которые к таким реакциям не способны. Такие оксиды называются *несолеобразующими*. Важно отметить, что «безразличные» оксиды образуются только *неметаллами*.

Оксиды могут вступать в окислительно-восстановительные реакции:



2. Кислоты. Кислоты в воде диссоциируют на ионы водорода и кислотные остатки - анионы. Числом ионов водорода, образуемых каждой молекулой кислоты при диссоциации, определяется заряд аниона. Соляная и азотная кислоты образуют только однозарядные кислотные остатки (HCl , HNO_3); молекула серной кислоты (H_2SO_4) может образовать два кислотных остатка: однозарядный (HSO_4^-) и двухзарядный (SO_4^{2-}); молекула фосфорной кислоты может дать три кислотных остатка: однозарядный, двухзарядный и трехзарядный.

Различают *кислородные* и *бескислородные* кислоты. Как показывает само название, первые содержат кислород (H_2SO_4 , HNO_3 , H_3PO_4), вторые его не содержат (HCl , HBr , HI , H_2S). Названия кислородных кислот производятся от названия неметалла с прибавлением окончаний *-ная*, *-вая*, если степень

окисления его соответствует номеру группы. По мере понижения степени окисления суффиксы меняются в следующем порядке: *-оватая, -истая, -оватистая*.

HClO_4 - хлорная кислота; HClO_3 - хлорноватая кислота;
 HClO_2 - хлористая кислота; HClO - хлорноватистая кислота.

Названия бескислородных кислот производятся от названия неметалла с окончанием «о» и прибавлением слова водородная: HF - фтороводородная или плавиковая кислота, HCl - хлороводородная или соляная кислота.

Получение кислот. Большинство кислородных кислот получают при взаимодействии оксидов неметаллов (в высокой степени окисления) с водой.

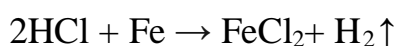


Если такие оксиды нерастворимы в воде, то соответствующие им кислоты получают косвенным путем, а именно, действием другой кислоты (чаще всего серной) на соответствующую соль: $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SiO}_3$

Бескислородные кислоты получают путем соединения водорода с неметаллом с последующим растворением водородного соединения в воде.

Химические свойства кислот. Кислоты представляют собой жидкости или твердые вещества. Многие кислоты хорошо растворимы в воде. Растворы их имеют кислый вкус, разъедают растительные и животные ткани, изменяют синий цвет лакмуса на красный. Важнейшие химические свойства кислот:

1. Взаимодействие с активными металлами с образованием соли и выделением водорода.

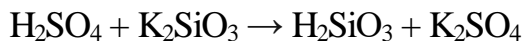
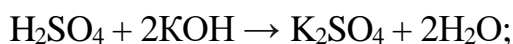
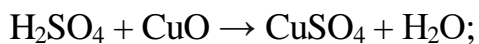


Металлы, стоящие в ряду напряжений правее водорода, из кислот его не вытесняют. Однако некоторые кислоты могут растворять эти металлы, но водород при этом не выделяется.



Не выделяется водород и при взаимодействии металлов с концентрированными азотной и серной кислотами. В этом случае восстанавливаются (понижают степень окисления) азот (N) и сера (S).

2. Взаимодействие с основными оксидами, основаниями и солями более слабых кислот.

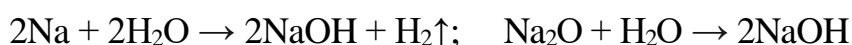


3. **Основания.** Основания в воде диссоциируют на катионы металла (аммония в случае гидрата аммиака) и гидроксид-анионы.

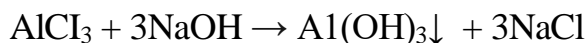


Согласно международной номенклатуре названия оснований составляются из слова гидроксид и названия металла. Например, NaOH - гидроксид натрия, KOH - гидроксид калия, Ca(OH)₂ - гидроксид кальция. Если элемент образует несколько оснований, то в названиях указывается степень его окисления римской цифрой в скобках: Fe(OH)₂ - гидроксид железа (II), Fe(OH)₃ - гидроксид железа (III). Помимо этих названий, для некоторых наиболее важных оснований применяются и другие, тривиальные, названия. Например, гидроксид натрия (NaOH) называют едкий натр; гидроксид калия (KOH) - едкое кали; гидроксид кальция Ca(OH)₂ - гашеная известь.

Получение оснований. Растворимые в воде основания - щелочи, получают взаимодействием металлов или их оксидов с водой:



Промышленный способ получения NaOH и KOH – электролиз водных растворов солей. Малорастворимые в воде основания получают реакцией обмена - действием щелочей на водные растворы соответствующих солей:



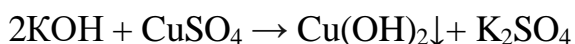
Свойства оснований. Растворы щелочей мыльные на ощупь. Изменяют окраску индикаторов: красного лакмуса - в синий цвет, бесцветного фенолфталеина - в малиновый цвет. Щелочи NaOH и KOH очень устойчивы к нагреванию. Например, NaOH кипит при температуре 1400⁰C без разложения. Однако большинство оснований при нагревании разлагается.



Самой типичной реакцией оснований является реакция *нейтрализации* с кислотами, в результате которой образуются соль и вода. В нее вступают и щелочи, и нерастворимые основания:

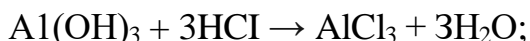


Щелочи взаимодействуют и с кислотными оксидами, и с растворами различных солей: $2\text{NaOH} + \text{SiO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\text{O}$;

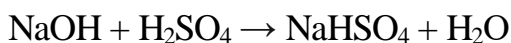


Реакция с солями проходит только в случае образования *хотя бы одного нерастворимого* соединения. Эта реакция относится к реакциям обмена, т.е. в результате получается новая соль и новое основание.

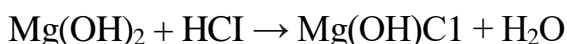
Амфотерные гидроксиды. Амфотерными называются такие гидроксиды, которые взаимодействуют как с растворами кислот, так и с растворами щелочей. Амфотерными являются: $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{Be}(\text{OH})_2$, $\text{Ge}(\text{OH})_2$, $\text{Sn}(\text{OH})_4$, $\text{Pb}(\text{OH})_2$ и др.



4. Соли. В зависимости от состава различают следующие типы солей: *средние, кислые, основные, двойные и комплексные*. Любую соль можно представить как продукт взаимодействия основания и кислоты, т.е. реакции нейтрализации. Если основания взято меньше, чем требуется для полной нейтрализации серной кислоты, то при упаривании будут выпадать кристаллы *кислой соли*. Кислые соли образуются многоосновными кислотами.



Основные соли можно представить как продукт неполного замещения гидроксигрупп основания на кислотные остатки.



Двойные соли состоят из ионов двух разных металлов и кислотного остатка. Например: $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$, $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$. В состав *комплексных* солей входят сложные (комплексные) ионы, в формулах они заключаются в квадратные скобки. Например: $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$.

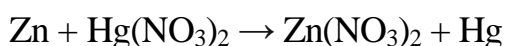
Наиболее распространены международные названия солей. Они состоят из двух слов: название аниона в именительном падеже и катиона в родительном. Число анионов и катионов, как правило, не указывается. Названия кислых солей образуются добавлением к аниону приставки гидро-, а если необходимо, то с соответствующими числительными: NaHS - гидросульфид натрия, KH_2PO_4 - дигидрофосфат калия. Названия основных солей образуют, добавляя к наименованию аниона соответствующей средней соли приставки «гидрокси»: $\text{Al}(\text{OH})\text{SO}_4$ - гидроксисульфат алюминия, $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$ - дигидроксихлорид алюминия.

Получение солей. Соли тесно связаны со всеми остальными классами неорганических соединений и могут быть получены практически из любого класса. Приведём конкретные примеры:

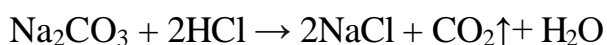
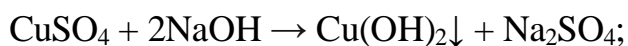
1. Металл + неметалл (галоген или сера): $\text{Fe} + \text{S} \rightarrow \text{FeS}$
2. Металл + кислота: $\text{Fe} + \text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{H}_2$
3. Основной оксид + кислотный оксид: $\text{CaO} + \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
4. Основной оксид + кислота: $\text{MgO} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$
5. Основание + кислота: $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
6. Основание + кислотный оксид: $\text{KOH} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

Свойства солей. Соли являются твердыми кристаллическими веществами. По растворимости в воде их можно разделить на растворимые, малорастворимые и практически нерастворимые. Все соли азотной и уксусной кислот растворимы в воде. Растворимы в воде соли соляной кислоты, кроме AgCl , Hg_2Cl_2 . Многие соли устойчивы при нагревании, однако соли аммония и некоторые другие соли при нагревании разлагаются: $\text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow \text{N}_2\text{O} + 2\text{H}_2\text{O}$; $\text{KClO}_3 \rightarrow 2\text{KCl} + 3\text{O}_2$;

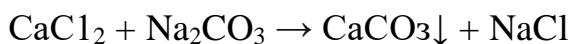
1. Соли реагируют с металлами согласно ряду активности металлов:



2. Соли вступают в реакции со щелочами и кислотами:



3. Соли взаимодействуют между собой:



Гидролиз солей. Взаимодействие ионов соли с водой, приводящее к образованию слабого электролита, называется гидролизом соли. Опыт показывает, что растворы средних солей могут иметь щелочную, кислую или нейтральную реакции, хотя они и не содержат ни водородных, ни гидроксильных ионов. Объяснение этому факту следует искать во взаимодействии солей с водой.

Рассмотрим основные типы гидролиза солей.

1. Соли, образованные сильным основанием и сильной кислотой (NaCl , KNO_3) гидролизу не подвергаются и раствор такой соли в воде имеет нейтральную реакцию ($\text{pH} = 7$).

2. Соли сильного основания и слабой кислоты, например, Na_2S , NaNO_2 , Na_2CO_3 , KClO , CH_3COONa . При растворении в воде таких солей раствор приобретает щелочную реакцию ($\text{pH} > 7$).

Рассмотрим гидролиз ацетата натрия (CH_3COONa). Ацетат натрия как сильный электролит при растворении в воде полностью диссоциирует на ионы Na^+ и CH_3COO^- . Последние взаимодействуют с H^+ и OH^- - ионами воды. При этом ионы Na^+ не могут связать ионы OH^- в молекулы, так как NaOH является сильным электролитом и существует в растворе только в виде ионов. В то же время ацетат-анионы связывают ионы H^+ с образованием молекул слабого электролита - уксусной кислоты, в результате чего устанавливается равновесие:

$\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^-$. Это уравнение показывает, что в результате образования слабого электролита (уксусной кислоты) смещается ионное равновесие диссоциации воды и создается избыток OH^- -ионов, поэтому среда становится щелочной.

3. Соли, образованные сильной кислотой и слабым основанием, также подвергаются гидролизу (CuBr_2 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, NH_4Cl). В результате раствор приобретает кислую реакцию ($\text{pH} < 7$), как это имеет место в растворе

хлорида аммония: $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH} + \text{HCl}$ или в ионном виде $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH} + \text{H}^+$. В этом случае образуется слабый электролит – NH_4OH .

4. Еще легче подвергаются гидролизу *соли слабого основания и слабой кислоты*, например, Al_2S_3 , Cr_2S_3 , $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$, $\text{CH}_3\text{COONH}_4$. При растворении таких солей образуются малодиссоциированные кислота и основание. Например: $\text{CH}_3\text{COONH}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH} + \text{NH}_4\text{OH}$. В этом случае реакция раствора зависит от относительной силы кислоты и основания. Водные растворы таких солей могут иметь нейтральную, кислую или щелочную реакцию в зависимости от константы диссоциации образующихся кислот и оснований. Поскольку в рассматриваемом примере константы диссоциации CH_3COOH и NH_4OH , примерно равны, то раствор соли будет практически нейтральным.

Генетическая связь между классами неорганических веществ

