

Содержание

1. Простые вещества
 - 1.1. Аллотропия
 - 1.2. Классификация простых веществ
2. Бинарные соединения
3. Оксиды
 - 3.1. Основные оксиды
 - 3.1.1. Химические свойства основных оксидов
 - 3.2. Кислотные оксиды
 - 3.2.1. Химические свойства кислотных оксидов
 - 3.3. Амфотерные оксиды
 - 3.3.1. Химические свойства амфотерных оксидов
3. 4. Пероксиды
4. Кислоты
 - 4.1. Номенклатура кислот
 - 4.2. Химические свойства кислот
5. Основания
 - 5.1. Номенклатура оснований
 - 5.2. Химические свойства оснований
6. Соли
 - 6.1. Двойные соли

1. Простые вещества

Простые вещества — химические вещества, состоящие исключительно из атомов одного химического элемента.

Примеры: O_2 , C, Al, Cl_2 , O_3 , Na. . Являются формой существования химических элементов в свободном виде; или, иначе говоря, химические элементы, не связанные химически ни с каким другим элементом, образуют простые вещества.

В зависимости от типа химической связи между атомами простые вещества могут быть металлами и неметаллами

1.1. Аллотропия

Аллотропия— это процесс, при котором один химический элемент может трансформироваться в два или больше простых веществ. К примеру, атомы кислорода могут преобразоваться в два других различных вещества – кислород(O_2) и озон(O_3), а сера(S) – кристаллическую и пластическую серу. Аллотропные формы углерода: алмаз; графит; аморфный углерод; C_{60} (фуллерен); графен; однослойная нанотрубка.

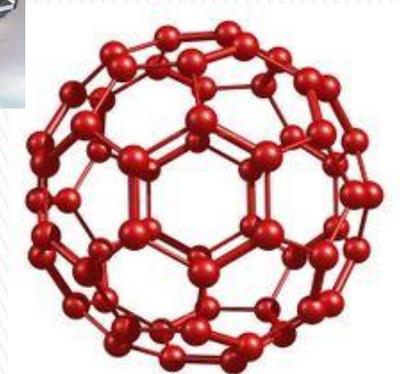


Рис.1. Аллотропные формы углерода: графит, алмаз, фуллерен

1.2. Классификация простых веществ

Простые вещества

Металлы

Металлы имеют немолекулярное строение и сходные физические свойства. Все металлы (кроме ртути) при обычных условиях представляют собой твёрдые вещества. Их легко узнать по характерному металлическому блеску. Металлы хорошо проводят тепло и электрический ток.



Рис.2. Металлы: алюминий(Al), медь(Cu).

Неметаллы

Неметаллы не имеют общих физических свойств и не похожи на металлы. У них отсутствует металлический блеск. Большинство неметаллов имеет молекулярное строение. Такие вещества при обычных условиях являются газами (водород, кислород, азот, озон, фтор, хлор, инертные газы), жидкостями (бром) или хрупкими легкоплавкими твёрдыми веществами (сера, иод, белый фосфор).



Неметаллы: сера(S), бром(Br).

2. Бинарные соединения

Бинарные соединения — это собирательная группа веществ, которые имеют различное химическое строение, но состоят из двух видов атомов.

Номенклатура:

Названия бинарных веществ, образуются добавлением к названию более электроотрицательного элемента суффикса –ид.

При необходимости, к названиям элементов добавляют кратные приставки или указывают в скобках степень окисления электроположительного элемента без пробела.

Примеры бинарных соединений: NO – оксид азота(II), SiC – карбид кремния, Li₃N – нитрид лития.

К бинарным соединениям обычно не относят основные и кислотные, то есть солеобразующие оксиды. При этом несолеобразующие оксиды включают в бинарные соединения..

3. Оксиды

Оксид- сложное вещество, состоящее из атомов двух элементов, один из которых - кислород.

Солеобразующие оксиды — оксиды, которые при химических реакциях с кислотами и основаниями образуют соль и воду. Делят на: основные, кислотные, амфотерные.

Несолеобразующие оксиды — оксиды неметаллов, которые не взаимодействуют со щелочами и кислотами и не вступают в реакции солеобразования.

3.1. Основные оксиды

Основными называют оксиды, которые реагируют с кислотами, образуя соль и воду. Основные оксиды образуются химическими элементами — металлами.

Примеры основных оксидов:

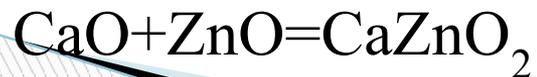
Оксид натрия Na_2O , оксид меди(II) CuO .

3.1.1. Химические свойства основных оксидов:

1. Основные оксиды образуются типичными металлами, а также металлами переменной валентности в низшей степени окисления (например, CaO, FeO), реагируют с кислотами и кислотными оксидами, образуя при этом соли:



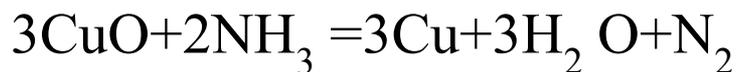
2. Основные оксиды также взаимодействуют с амфотерными оксидами, в результате чего происходит образование соли, например:



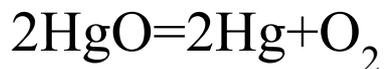
3. С водой реагируют только оксиды щелочных и щелочно-земельных металлов:

BaO (основной оксид) + H_2O (вода) = $\text{Ba}(\text{OH})_2$ (основание щелочнозем. металла)

4. Многие основные оксиды имеют характер восстанавливаться до веществ, состоящих из атомов одного химического элемента:



5. При нагревании разлагаются только оксиды ртути и благородных металлов:



3.2. Кислотные оксиды

Кислотными называют оксиды, которые реагируют с основаниями, образуя соль и воду.

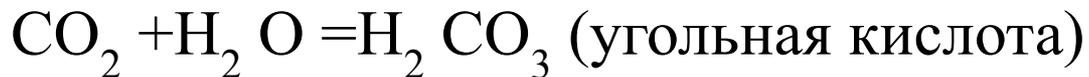
Кислотные оксиды образуют элементы — неметаллы.

Например, оксид серы(VI) SO_3 , оксид азота(IV) NO_2 .

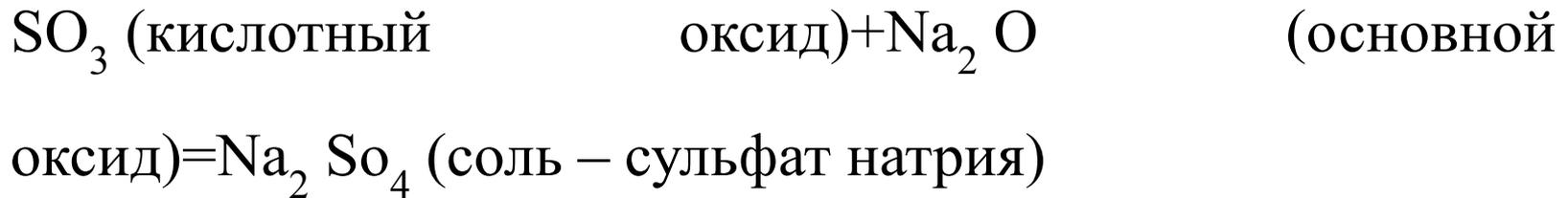
Также кислотные оксиды могут быть образованы металлическими химическими элементами, в которых те проявляют степень окисления от +5 до +8. Например, оксид хрома(VI) CrO_3 и оксид марганца(VII) Mn_2O_7 .

3.2.1. Химические свойства кислотных оксидов:

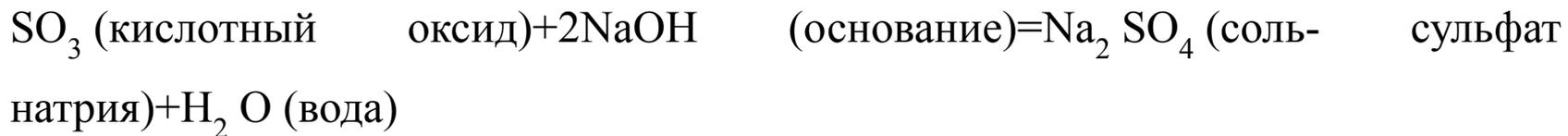
1. Кислотные оксиды вступают в реакцию с водой, в результате с которой образуют кислоты:



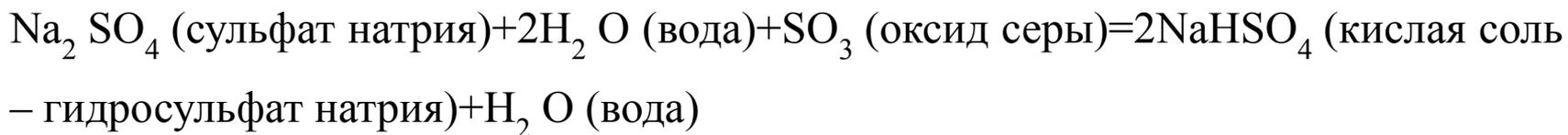
2. Кислотные оксиды могут взаимодействовать с другими видами оксидов – основными, образуя при этом соли:



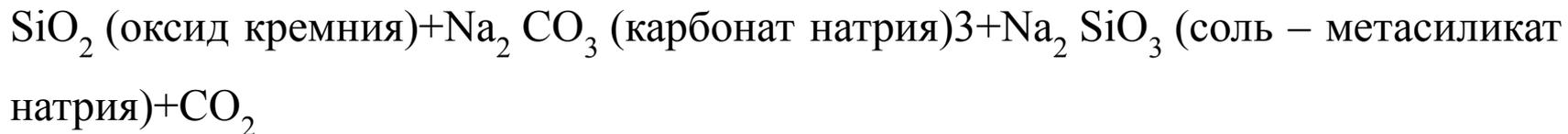
3. Также кислотные оксиды взаимодействуют с основаниями, в результате чего образуются соли:



Если данному оксиду соответствует многоосновная кислота, то так же может образоваться кислая соль:



4. Нелетучие кислотные оксиды в солях имеют способность замещать летучие оксиды:



3.3. Амфотерные оксиды

Амфотерными называют оксиды, которые реагируют как с кислотами, так и с основаниями, образуя соли.

Амфотерные свойства проявляет оксид цинка ZnO , оксид алюминия Al_2O_3 , оксид бериллия BeO .

Если металлический элемент имеет переменную валентность (проявляет несколько степеней окисления), то из всех образуемых им оксидов амфотерными свойствами обладают те, в которых этот элемент имеет промежуточную валентность (промежуточную степень окисления).

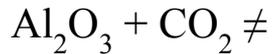
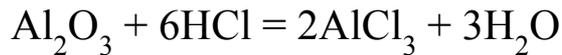
Например, хром может быть двухвалентен, трёхвалентен и шестивалентен.

Амфотерными свойствами обладает именно оксид хрома (III) Cr_2O_3 .

3.3.1. Химические свойства амфотерных оксидов:

1. Амфотерные оксиды взаимодействуют с кислотами и кислотными оксидами.

При этом амфотерные оксиды взаимодействуют, как правило, с сильными и средними кислотами и их оксидами.



2. Амфотерные оксиды не взаимодействуют с водой.

Оксиды взаимодействуют с водой, только когда им соответствуют растворимые гидроксиды, а все амфотерные гидроксиды — нерастворимые.



3. Амфотерные оксиды взаимодействуют с щелочами.

При этом механизм реакции и продукты различаются в зависимости от условий проведения процесса — в растворе или расплаве.

3. 4. Пероксиды

Пероксиды или перекиси — сложные вещества, в которых атомы кислорода соединены друг с другом.

Пероксиды — вещества, содержащие пероксогруппу —O—O— (например, пероксид водорода H_2O_2 , пероксид натрия Na_2O_2). В пероксидах кислород имеет степень окисления -1 . Существуют неорганические и органические пероксиды.

Неорганические пероксиды в виде бинарных или комплексных соединений известны почти для всех элементов. Пероксиды щелочных и щелочноземельных металлов реагируют с водой, образуя соответствующий гидроксид и пероксид водорода.

4. Кислоты

Кислота – это сложное вещество, в молекуле которого имеется один или несколько атомов водорода и кислотный остаток. Кислоты классифицируют по таким признакам: а) по наличию или отсутствию кислорода в молекуле и б) по числу атомов водорода.

По первому признаку кислоты делятся на кислородсодержащие и бескислородные:

Кислородсодержащие кислоты	Бескислородные кислоты
H_2SO_4 серная кислота H_2SO_3 сернистая кислота HNO_3 азотная кислота H_3PO_4 фосфорная кислота	HF фтороводородная кислота HI иодоводородная кислота H_2S сероводородная кислота

По количеству атомов водорода, способных замещаться на металл, все кислоты делятся на одноосновные (с одним атомом водорода), двухосновные (с 2 атомами Н) и многоосновные (с 3 и более атомами Н).

Одноосновные	Двухосновные	Трехосновные
HNO_3 азотная HF фтороводородная HCl хлороводородная HBr бромоводородная HI иодоводородная	H_2SO_4 серная H_2SO_3 сернистая H_2S сероводородная H_2CO_3 угольная H_2SiO_3 кремниевая	H_3PO_4 фосфорная

4.1. Номенклатура кислот

Названия бескислородных кислот образуются от названия элемента с суффиксом -о и прибавлением слов «водородная кислота»: HF – фтороводородная; HCl – хлороводородная, H₂S – сероводородная.

Названия кислородосодержащих кислот строятся следующим образом: название элемента+суффикс(ная, овая, истая и пр.) кислота.

Например, H₂S⁺⁶O₄ — серная кислота, но H₂S⁺⁴O₃ сернистая кислота

HCl⁺⁷O₄ — хлорная кислота,

HCl⁺⁵O₃ — хлорноватая кислота,

HCl⁺³O₂ — хлористая кислота,

HCl⁺¹O - хлорноватистая кислота.

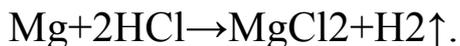
Если элемент в одной и той же степени окисления образует несколько кислородсодержащих кислот, то к названию кислоты с меньшим содержанием кислородных атомов добавляется приставка мета-, при наибольшем числе – приставка орто-. Например, HPO₃ метафосфорная кислота и H₃PO₄ ортофосфорная кислота.

4.2. Химические свойства кислот

1. Водные растворы кислот изменяют окраску индикаторов.

В кислой среде фиолетовый лакмус, метилоранж и универсальный индикатор становятся красными.

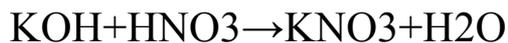
2. Кислоты взаимодействуют с металлами, стоящими в ряду активности металлов левее водорода. В результате реакции образуется соль и выделяется водород.



3. Кислоты реагируют с основными и амфотерными оксидами. В результате реакции обмена образуются соль и вода.



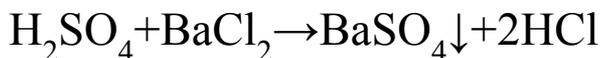
4. Кислоты реагируют с основаниями и с амфотерными гидроксидами, образуя соль и воду.



Реакции обмена между кислотами и основаниями называют реакциями нейтрализации.

5. Взаимодействие кислот с солями.

А) Кислоты реагируют с растворами солей, если в результате реакции один из продуктов выпадает в осадок.



Б) Продукт реакции при обычных условиях, либо при нагревании, улетучивается.



В) Если кислота, которая вступает в реакцию, является сильным электролитом, то кислота, которая образуется — слабым.



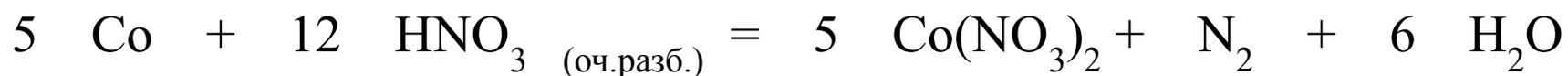
6. Разложение кислородсодержащих кислот.

При разложении кислот образуются кислотный оксид и вода.



7. Взаимодействие с металлами.

Азотная и концентрированная серная кислоты являются сильными окислителями и могут взаимодействовать с металлами, стоящими в ряду напряжений как до, так и после водорода, но водород в этом случае не выделяется, а образуются продукты восстановления азота и серы, причем, состав продуктов зависит от активности металла, концентрации кислоты и температуры:



5. Основания

Основания - это сложные вещества, состоящие из атома металла, связанного с одной или несколькими гидроксильными группами - ОН.

По растворимости делят:

Щёлочи – это основания растворимые в воде. К щелочам относят гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов	Нерастворимые
LiOH, NaOH, KOH, RbOH, CsOH, Ca(OH) ₂ , Sr(OH) ₂ , Ba(OH) ₂ .	Fe(OH) ₃

Классификация оснований по числу групп OH:

однокислотные	двухкислотные	многокислотные
NaOH, LiOH, KOH	Ca(OH) ₂ , Ba(OH) ₂	Al(OH) ₃

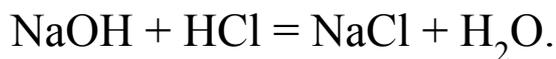
5.1. Номенклатура оснований:

Названия оснований состоят из слова «гидроксид» и названия металла в родительном падеже: KOH – гидроксид калия, Ba(OH)₂ – гидроксид бария, Al(OH)₃ – гидроксид алюминия т.д. Если металл образует несколько оснований, то указывается валентность (степень окисления) металла римской цифрой в скобках после названия: Fe(OH)₂ – гидроксид железа (II), Fe(OH)₃ – гидроксид железа (III), Sn(OH)₂ – гидроксид олова (II), Sn(OH)₄ – гидроксид олова (IV) и т.д.

Основание NH₄OH имеет название гидроксид аммония (NH₄⁺ – катион аммония).

5.1. Химические свойства оснований

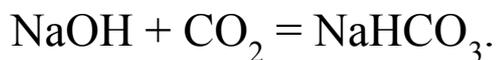
1. Неорганические основания способны реагировать с кислотами с образованием соли и воды, причем, нерастворимые в воде основания взаимодействуют только с растворимыми в воде кислотами:



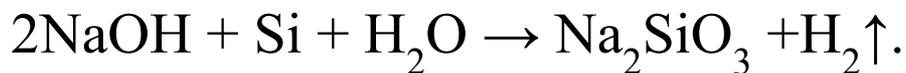
2. Нерастворимые в воде основания термически неустойчивы, т.е. при нагревании они подвергаются разложению с образованием оксидов:



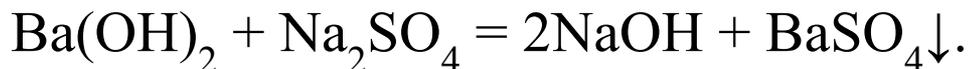
3. Щелочи (растворимые в воде основания) взаимодействуют с кислотными оксидами с образованием солей:



4. Щелочей также способны вступать в реакции взаимодействия (ОВР) с некоторыми неметаллами:



5. Некоторые основания вступают в реакции обмена с солями:



6. Амфотерные гидроксиды (основания) проявляют также свойства слабых кислот и реагируют с щелочами:



К амфотерным основаниям относятся гидроксиды алюминия, цинка, хрома (III) и др.

6. Соли

Солями называются вещества, в которых атомы металла связаны с кислотными остатками.

Исключением являются соли аммония, в которых с кислотными остатками связаны не атомы металла, а частицы NH_4^+ . Например, NaCl – хлорид натрия, $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ – сульфат аммония.

Номенклатура:

Названия солей составляются из названия кислотного остатка и названия металла. Главным в названии является кислотный остаток. Названия кислородсодержащих солей имеют окончания "ат", а названия бескислородных солей – окончания "ид". В некоторых случаях для кислородсодержащих солей может использоваться окончание "ит". Например, Na_2SO_3 – сульфит натрия. Это делается для того, чтобы различать соли серной кислоты (H_2SO_4) и сернистой кислоты (H_2SO_3) и в других таких же случаях.

Средние соли содержат только атомы металла и кислотного остатка. Например:

$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ нитрат кальция

PbSO_4 сульфат свинца

Кислые соли, помимо ионов металла и кислотного остатка, содержат ионы водорода.

Названия кислых солей содержат приставку "гидро". Например:

NaHCO_3 – гидрокарбонат натрия,

K_2HPO_4 – гидрофосфат калия,

KH_2PO_4 – дигидрофосфат калия.

Основные соли образуются при неполной нейтрализации основания. Названия основных солей образуют с помощью приставки "гидроксо". Например:

$\text{Mg}(\text{OH})\text{Cl}$ гидроксохлорид магния

6.1. Двойные соли

Двойные соли — это соли, содержащие два типа катионов. Двойные соли можно рассматривать как продукт замещения атомов водорода многоосновной кислоты на атомы разных металлов, или как продукт замещения гидроксильных групп многокислотного основания на кислотные остатки разных кислот. Примером является $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ алюмокалиевые квасцы, сульфат алюминия-калия, $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2$ хромовокалиевые квасцы, сульфат хрома – калия.