



Запорожский государственный медицинский университет

Введение в неорганическую химию. Основные
понятия и законы химии.

Классы неорганических соединений.



Запорожье, 2013

Введение. Основные понятия и законы ХИМИИ

- Химия относится к числу естественных наук, изучающих окружающий нас мир со всем богатством его различных форм и многообразием происходящих в нем явлений.
- Мир материален, все существующее представляет собой различные виды движущейся **материи**, непрерывно изменяющейся в своем движении и претерпевающей различные превращения.
- Определяющий признак **материи** - способность вызывать в человеческом организме ощущения.
- Вся природа, весь мир, объективно существуют вне и независимо от сознания человека. Наши же ощущения, усиленные и проверенные с помощью приборов, позволяют глубоко проникнуть в тайны ее строения - познать **материю**.

Основные понятия и законы химии

- Материя как объективная реальность существует в двух известных формах: вещество и поле.
- ВЕЩЕСТВОМ называют ту форму существования материи, в которой он, проявляет себя, прежде всего, в виде частиц, имеющих собственную массу (или массу покоя). Это так называемые элементарные частицы (электроны, протоны, нейтроны), атомные ядра, атомы, молекулы, агрегаты молекул (кристаллы, жидкости, газы), растительные и животные ткани и т. д.

Основные понятия и законы химии

- **ПОЛЕ** (поле тяготения - гравитационное поле, электромагнитное, внутриядерных сил и др.) - это такая форма существования материи, которая характеризуется в своем проявлении прежде всего энергией, а не массой, хотя и обладает последней.
- **Движение**, как постоянное изменение, присуще всей материи и мы не должны понимать его узко механически, как простое перемещение частиц в пространстве. Формы движения материи чрезвычайно разнообразны. В широком смысле слова под **движением** понимают любой процесс изменения, в том числе мышление и процессы общественного развития.

Основные понятия и законы химии

- Современное учение о *материи* отражает ее дискретность (латинское слово *discretus* - прерывистый, состоящий из отдельных частиц), поскольку любое тело и любое поле оказывается составленными из "элементарных тел" и "элементарных" полей - так называемых микрочастиц и микрополей.
- МАССЫ МИКРОЧАСТИЦ ЧРЕЗВЫЧАЙНО МАЛЫ ПО СРАВНЕНИЮ С МАССАМИ ЗНАКОМЫХ НАМ ИЗ ОБЫЧНОЙ ЖИЗНИ МИКРОСКОПИЧЕСКИХ ТЕЛ.
- Так, атомы имеют массы порядка 10^{-24} – 10^{-22} г.

Движение микрочастиц изучается классической физикой.

Основные понятия и законы химии

- Свойства и закономерности движения отдельных микрочастиц качественно отличаются от свойств и закономерностей движения привычных нам микроскопических тел, их движения и взаимодействие рассматривается **квантовой теорией (квантовой механикой)**.
- Отдельные **формы движения материи** изучаются различными науками: физикой, химией, биологией и др. **Химия** изучает ту его форму, в результате которой происходит соединение атомов с образованием определенных веществ.

Основные понятия и законы химии

- **ХИМИЯ** - ЭТО НАУКА О СТРОЕНИИ, СВОЙСТВАХ И ПРЕВРАЩЕНИИ ВЕЩЕСТВ.
- **ПРЕДМЕТОМ ХИМИИ** ЯВЛЯЕТСЯ ТАКЖЕ И ВЗАИМОПРЕВРАЩЕНИЯ ХИМИЧЕСКОЙ И ДРУГИХ ФОРМ ЭНЕРГИИ, ПРИСУЩЕЕ ВСЕМ ХИМИЧЕСКИМ ПРОЦЕССАМ.
- Например, **химические процессы** могут протекать с выделением или поглощением тепла, излучением света, возникновением электрического тока и т.д.

Основные химические законы



Исходя из идеи о несотворимости атомов и опираясь на собственные наблюдения, в 1748 году М. В. Ломоносов впервые формулирует закон сохранения материи и движения:

“... все перемены, в натуре случающиеся, такого суть состояния, что сколько чего у одного тела отнимется, столько присовокупится к другому... Сей всеобщий закон простирается и в самые правила движения: ибо тело, движущее своею силою другое, столько же оные у себя теряет, сколько сообщает другому, которое от него движение получает”

Основные химические законы

- Спустя 8 лет этот закон он подтвердил экспериментально. Прокаливая металлы в запаянных сосудах, М. В. Ломоносов нашел, что во всех случаях масса сосуда с содержимым до реакции равна его массе после реакции. Применительно к химическим процессам закон Ломоносова формулируется теперь как закон сохранения массы веществ: "Масса всех веществ, вступивших в реакцию, равна массе продуктов реакции".



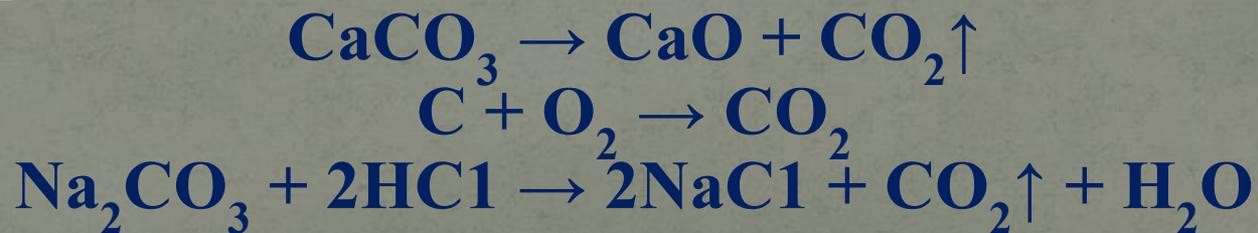
Основные химические законы



В конце XVIII века французский химик Лавуазье на основании тщательных количественных исследований открыл закон постоянства состава:

«КАЖДОЕ ХИМИЧЕСКОЕ СОЕДИНЕНИЕ, НЕЗАВИСИМО ОТ СПОСОБА ЕГО ПОЛУЧЕНИЯ ИМЕЕТ ОДИН И ТОТ ЖЕ ПОСТОЯННЫЙ СОСТАВ».

Например:



Основные химические законы

Вторая формулировка закона Пруста:

"ХИМИЧЕСКИЕ ЭЛЕМЕНТЫ СОЕДИНЯЮТСЯ
МЕЖДУ СОБОЙ В СТРОГО ОПРЕДЕЛЕННЫХ
ВЕСОВЫХ КОЛИЧЕСТВАХ".

Закон постоянства состава дает возможность
провести границу между **химическим соединением**
и **смесью**, которая состоит из произвольных
количеств, и не обладает постоянством состава.

Химический эквивалент



Из второй формулировки закона Пруста следует: существуют такие соотношения масс элементов, при которых последние взаимодействуют друг с другом без остатка. Эти соотношения были изучены и систематизированы Д. Дальтоном, который ввел в науку представление о соединительных весах элементов, названных впоследствии "ЭКВИВАЛЕНТАМИ".

ХИМИЧЕСКИЙ ЭКВИВАЛЕНТ - это такое весовое количество элемента или сложного вещества, которое взаимодействует без остатка с 8-ю весовыми частями кислорода, или с 1 (точнее 1,008) весовыми частями водорода или замещают их в соединениях.

Закон кратных отношений

В результате изучения случаев, когда два элемента образуют несколько соединений, английский ученый Д. Дальтон в 1803 году пришел к выводу:

«ЕСЛИ ДВА ЭЛЕМЕНТА ОБРАЗУЮТ МЕЖДУ СОБОЙ НЕСКОЛЬКО СОЕДИНЕНИЙ, ТО МАССЫ ОДНОГО ИЗ ЭЛЕМЕНТОВ В ЭТИХ СОЕДИНЕНИЯХ, ПРИХОДЯЩИЕСЯ НА ОДНУ И ТУ ЖЕ МАССУ ДРУГОГО ЭЛЕМЕНТА, ОТНОСЯТСЯ МЕЖДУ СОБОЙ КАК НЕБОЛЬШИЕ ЦЕЛЫЕ ЧИСЛА».

● Например: N_2O , NO , N_2O_3 , NO_2 и N_2O_5

Дальтони́ды и бертоли́ды

- После открытия закона Пруста "химическое соединение" дополнилось еще одной чертой - **постоянством состава**.
- **ХИМИЧЕСКОЕ СОЕДИНЕНИЕ** - это индивидуальное вещество, имеющее постоянный состав.
- Однако оказалось, что этот закон не является всеобщим, а имеет существенные ограничения, т.к. в настоящее время известны соединения, имеющие не постоянный, а переменный состав.
- Например: титан образует с водородом соединения, имеющие не постоянный, а переменный состав; количество водорода в соединениях колеблется в пределах от 1 до 2-х атомов на 1 атом титана.
- Формула записывается: TiH_{1-2}
 $\text{TiC}_{0,6-1}$

Дальтони́ды и бертоли́ды

Таким образом, наряду с соединениями с постоянным составом могут быть соединения с переменным составом. Соединения переменного состава называются **БЕРТОЛИДАМИ**; постоянного - **ДАЛЬТОНИДАМИ**.

$H_2, O_2, N, S_8, Sn, P_4, C_2, F_2,$
 $Br_2, I_2,$ фуллерен C_{60}
инертные газы (He, Ne
др.), сложные вещества
($HCl, HNO_2, CO_2, CO, SO_2,$
 H_2O, N_2O, NH_3),

Дальтонид

Газы, легко
испаряющиеся,
легкокипящие
жидкости или
твердые
вещества

Металлы (все) неметаллы
– кремний, алмаз,
графит, карбин, мышьяк,
бор, фосфор красный P;
сложные вещества-
кремниевая

Бертоллид

Твердые и
тугоплавкие
вещества

Дальтони́ды и бертоли́ды

- К последним относятся соединения с молекулярной структурой (H_2O , CO_2 , NH_3 и т.д.), а так же ионные вещества, из которых вследствие противоположного заряда ионов переменность состава проявляется редко.
- Закон кратных отношений, указывая на прерывность состава, приводит к выводу о дискретном состоянии вещества, к существованию каких-то маленьких частиц.
- *Дискретность* (лат. discretus) - прерывистый, состоящий из определенных частиц.

Закон объемных отношений



Открыт Жаном Гей-Люссаком в 1808 году:

“ПРИ ПОСТОЯННОЙ
ТЕМПЕРАТУРЕ И НЕИЗМЕННОМ
ДАВЛЕНИИ ОБЪЕМ ГАЗОВ,
ВСТУПАЮЩИХ В РЕАКЦИЮ, ТАК
ОТНОСЯТСЯ МЕЖДУ СОБОЙ, А
ТАКЖЕ К ОБЪЕМАМ
ГАЗООБРАЗНЫХ ПРОДУКТОВ
РЕАКЦИИ, КАК НЕБОЛЬШИЕ
ЦЕЛЫЕ ЧИСЛА.”

- Если смешать равные объемы водорода и хлора, пропустить через смесь электрическую искру или выставить на яркий солнечный свет, то происходит взрыв и образуется новое газообразное вещество - гидрогенхлорид.
- $1 \text{ л } \text{H}_2 + 1 \text{ л } \text{Cl}_2 = 2 \text{ л } \text{HCl}$
- Отношение 1:1:2

Атомно-молекулярная теория

- Основы *атомно-молекулярного учения* впервые были изложены М. В. Ломоносовым (1741 г.) в одной из его первых работ "Элементы математической химии", в которой он сформулировал важнейшие положения корпускулярной теории строения вещества.
- Дальнейшее развитие атомистические представления получили в работах Д. Дальтона:
- 1. ВСЕ ВЕЩЕСТВА СОСТОЯТ ИЗ МЕЛЬЧАЙШИХ ЧАСТИЦ - АТОМОВ.
- 2. КАЖДОЕ ВЕЩЕСТВО СОСТОИТ ИЗ СВОИХ АТОМОВ; ПРОСТОЕ - ИЗ ПРОСТЫХ, НЕДЕЛИМЫХ АТОМОВ, СЛОЖНОЕ - ИЗ "СЛОЖНЫХ" АТОМОВ, ПРИ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЯХ, КОТОРЫЕ МОГУТ РАСПАДАТЬСЯ НА АТОМЫ ПРОСТЫХ ВЕЩЕСТВ.
- 3. ВСЕ АТОМЫ ОДНОГО И ТОГО ЖЕ ВЕЩЕСТВА СОВЕРШЕННО ОДИНАКОВЫ МЕЖДУ СОБОЙ ПО ФОРМЕ И ПО ВЕСУ (МАССЕ), НО ОТЛИЧАЮТСЯ ОТ АТОМОВ ДРУГОГО ПРОСТОГО ИЛИ СЛОЖНОГО ВЕЩЕСТВА.

Закон Авогадро

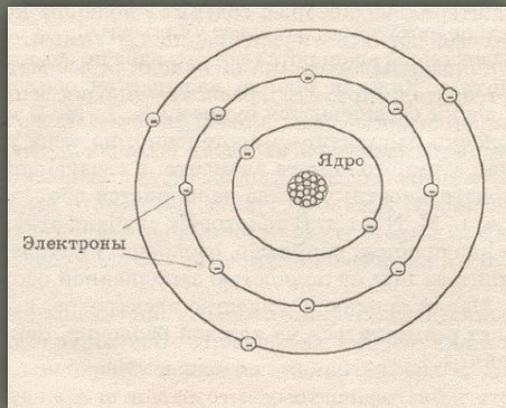


В 1811 году Авогадро выдвинул гипотезу, что элементарные водород, хлор, кислород и азот в обычном газообразном состоянии находятся в виде молекул, состоящих из двух атомов: H_2 , Cl_2 , N_2 и O_2 . Согласно Авогадро: **В равных объемах газов при одинаковых температуре и давлении содержится одинаковое число молекул**."

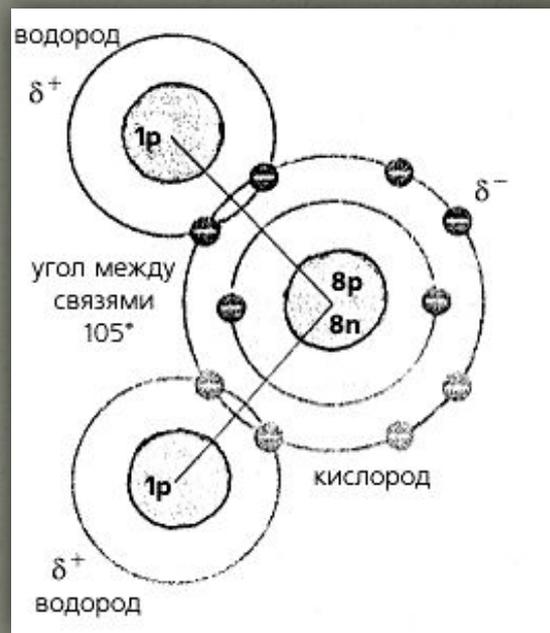
На основании большого экспериментального материала эта гипотеза получила силу закона. Таким образом, Авогадро предложил ввести представление о **молекуле**, как наименьшей частице вещества, способной к самостоятельному существованию, а также об **атоме** - как наименьшем количестве элемента в молекулах различных соединений.

Основные понятия химии

А т о м - наименьшая частица элемента, обладающая всеми его химическими свойствами.



Молекула - наименьшая частица простого или сложного вещества, обладающая всеми его химическими свойствами и способная к самостоятельному существованию. Молекула не может дробиться дальше без потери химических свойств данного вещества.



Химический элемент - вид атомов, характеризующийся определенной совокупностью свойств.

Основные понятия химии

1. Каждый отдельный атом является химическим элементом, но сочетание атомов уже не будет элементом.

- а) путем соединения атомов одного и того же элемента образуются *простые вещества*;
- б) сочетание же атомов различных элементов приводит к образованию *сложного вещества*.



Основные понятия химии

2. Различие между **простым веществом** и **элементом** особенно наглядно, если взять несколько простых веществ, состоящих из одного и того же элемента. Например, фосфор белый и красный, графит и алмаз, кислород и озон - простые вещества, резко отличающиеся по своим свойствам, хотя и являются лишь различными формами элементов фосфора, карбона и кислорода соответственно. Подтвердить это можно тем, что эти простые вещества, соединяясь с другими простыми веществами, образуют одно и то же сложное вещество. Например:



Атомная и молекулярная массы

- Атомы и молекулы чрезвычайно малы, поэтому непосредственно их наблюдать не удалось. Однако косвенным путем наука не только доказала их наличие, но и определила размеры и даже массу.
- Так, установлено, что масса атома водорода равна $1,626 \cdot 10^{-24}$ г. На практике пользуются не абсолютными, а относительными весами атомов и молекул.
- Атомной массой элемента называется масса его атома, выраженная в углеродных единицах (единица атомной массы - $1/12$ часть массы нейтрального атома карбона ^{12}C).
- Молекулярной массой вещества называется масса его молекулы, выраженная в углеродных единицах.

Оксиды

Оксиды — соединения, образованные атомами двух элементов, одним из которых является кислород в степени окисления (-2).

К оксидам относятся все соединения элементов с кислородом, например Fe_2O_3 , P_2O_5 , кроме содержащих атомы кислорода, связанные химической связью друг с другом (**пероксиды, надпероксиды, озониды**), например, Na_2O_2 — натрия пероксид

KO_2 — калия надпероксид

KO_3 — калия озонид
и соединения фтора с кислородом (OF_2 , O_2F_2), которые следует называть не *оксидами фтора*, а *фторидами кислорода*, т.к. степень окисления кислорода в них положительная.

Оксиды

Физические свойства оксидов

Температуры плавления и кипения оксидов меняются в очень широком интервале. При комнатной температуре они, в зависимости от типа кристаллической решетки, могут находиться в различных агрегатных состояниях. Это определяется природой химической связи в оксидах, которая может быть **ионной** или **ковалентной полярной**.

В газообразном и жидком состояниях при комнатной температуре находятся оксиды, образующие молекулярные кристаллические решетки. С увеличением полярности молекул температуры плавления и кипения повышаются.

Оксиды, образующие **ионные кристаллические решетки**, например, CaO , BaO и др. являются **твердыми веществами**, имеющими очень высокие температуры плавления ($> 1000^\circ\text{C}$).

В некоторых оксидах связи **ковалентные полярные**. Они образуют кристаллические решетки, где атомы элемента связаны несколькими “мостиковыми” атомами кислорода, образуя бесконечную трехмерную сеть, например, Al_2O_3 , SiO_2 , TiO_2 , BeO и эти оксиды тоже имеют очень высокие температуры плавления.

Классификация оксидов по химическим свойствам

Несолеобразующими называются оксиды, которым не соответствуют ни кислоты, ни основания.

Солеобразующими оксидами называются двойные оксиды, в состав которых входят атомы одного металла в разных степенях окисления.

Солеобразующими оксидами называются оксиды, которые образуют соли. Оксиды этого типа делятся на три класса: *основные, амфотерные и кислотные*.

Основными оксидами называются оксиды, элемент которых при образовании соли или основания становится катионом.

Кислотными оксидами называются оксиды, элемент которых при образовании соли или кислоты входит в состав аниона.

Амфотерными оксидами называются оксиды, которые в зависимости от условий реакции могут проявлять как свойства кислотных, так и свойства основных оксидов.

Классификация оксидов

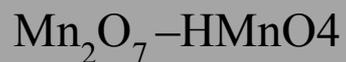
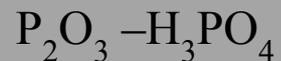
Оксиды

Солеобразующие

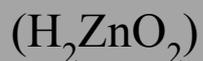
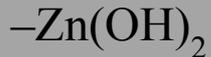
Несолеобразующие

CO, N₂O, NO

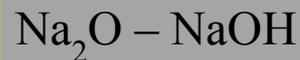
Кислотные



Амфотерные



Основные



Закономерности изменения свойств оксидов

- **Увеличение** степени окисления элемента и **уменьшение** радиуса его иона (при этом происходит уменьшение эффективного отрицательного заряда на атоме кислорода – δ_{O}) делают оксид более **кислотным**. Это и объясняет закономерное изменение свойств оксидов от основных к амфотерным и далее к кислотным.
- а) **В одном периоде** при увеличении порядкового номера происходит **усиление кислотных свойств** оксидов и **увеличение силы** соответствующих им кислот

Na₂O - основной оксид, сильное основание

MgO - основной оксид, слабое основание

Al₂O₃ - амфотерный оксид, амфотерный гидроксид

SiO₂ - кислотный оксид, очень слабая кислота

P₂O₅ - кислотный оксид, кислота средней силы

SO₃ - кислотный оксид, сильная кислота

Cl₂O₇ - кислотный оксид, очень сильная кислота

Оксиды

б) *В главных подгруппах* периодической системы при переходе от одного элемента к другому сверху вниз наблюдается **усиление основных свойств оксидов**:

BeO
амфотерный

MgO
основный

CaO
основный

SrO
основный

BaO
основный

RaO
основный

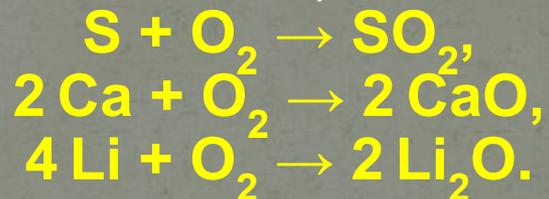
в) При повышении *степени окисления* элемента **усиливаются кислотные свойства** оксида и **ослабевают основные**.

Оксиды

Способы получения оксидов

Оксиды могут быть получены в результате различных химических реакций.

1. При взаимодействии простых веществ (за исключением золота, платины и инертных газов) с кислородом:



При горении других щелочных металлов в кислороде образуются пероксиды:



или надпероксиды:



Оксиды этих металлов могут быть получены при взаимодействии пероксида (или надпероксида) с соответствующим металлом:



или при термическом их разложении:

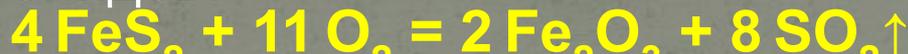


Оксиды

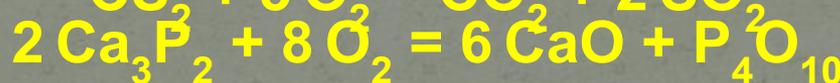
Способы получения оксидов

2. В результате горения бинарных соединений в кислороде:

а) обжиг халькогенидов:



б) горение гидридов и фосфидов.



3. При термическом разложении солей:

а) карбонатов:



Карбонаты щелочных металлов (за исключением карбоната лития) плавятся без разложения.

б) нитратов:



в) Если соль образована катионом металла, проявляющим переменные степени окисления и анионом кислоты, обладающей окислительными свойствами, то могут образоваться оксиды с другими степенями окисления элементов, например,



Оксиды

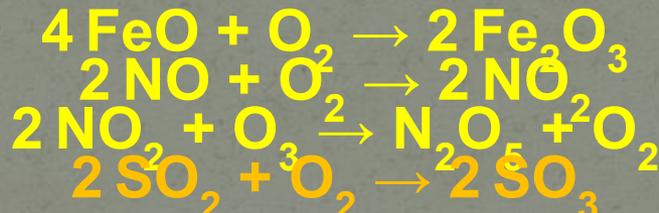
Способы получения оксидов

4. Термическое разложение оснований и кислородсодержащих кислот приводит к образованию оксида и воды:



Гидроксиды щелочных металлов плавятся без разложения.

5. Если химический элемент в своих соединениях проявляет различные степени окисления и образует несколько оксидов, то:
а) при окислении низших оксидов можно получить оксиды, в которых соответствующий элемент находится в более высокой степени окисления:



б) при восстановлении высших оксидов можно получить низшие оксиды:



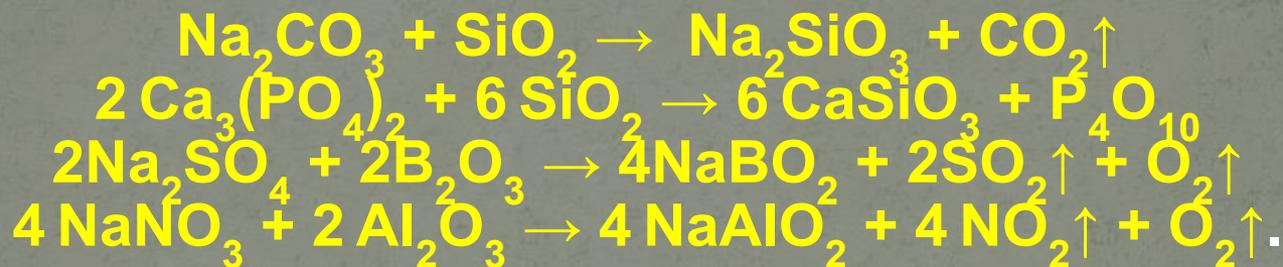
6. Некоторые металлы, стоящие в ряду напряжений до водорода, могут при высокой температуре вытеснить водород из воды. При этом также образуется оксид металла:



Оксиды

Способы получения оксидов

7. При нагревании солей с кислотными оксидами. Направление реакции в этом случае зависит от относительной летучести оксидов — менее летучий оксид вытесняет более летучий оксид из соли:



8. При взаимодействии металлов с кислотами-окислителями происходит частичное восстановление кислотообразующего элемента с образованием оксида:



9. При действии водоотнимающих веществ на кислоты или соли:

10. При взаимодействии солей слабых неустойчивых кислот с растворами сильных кислот:



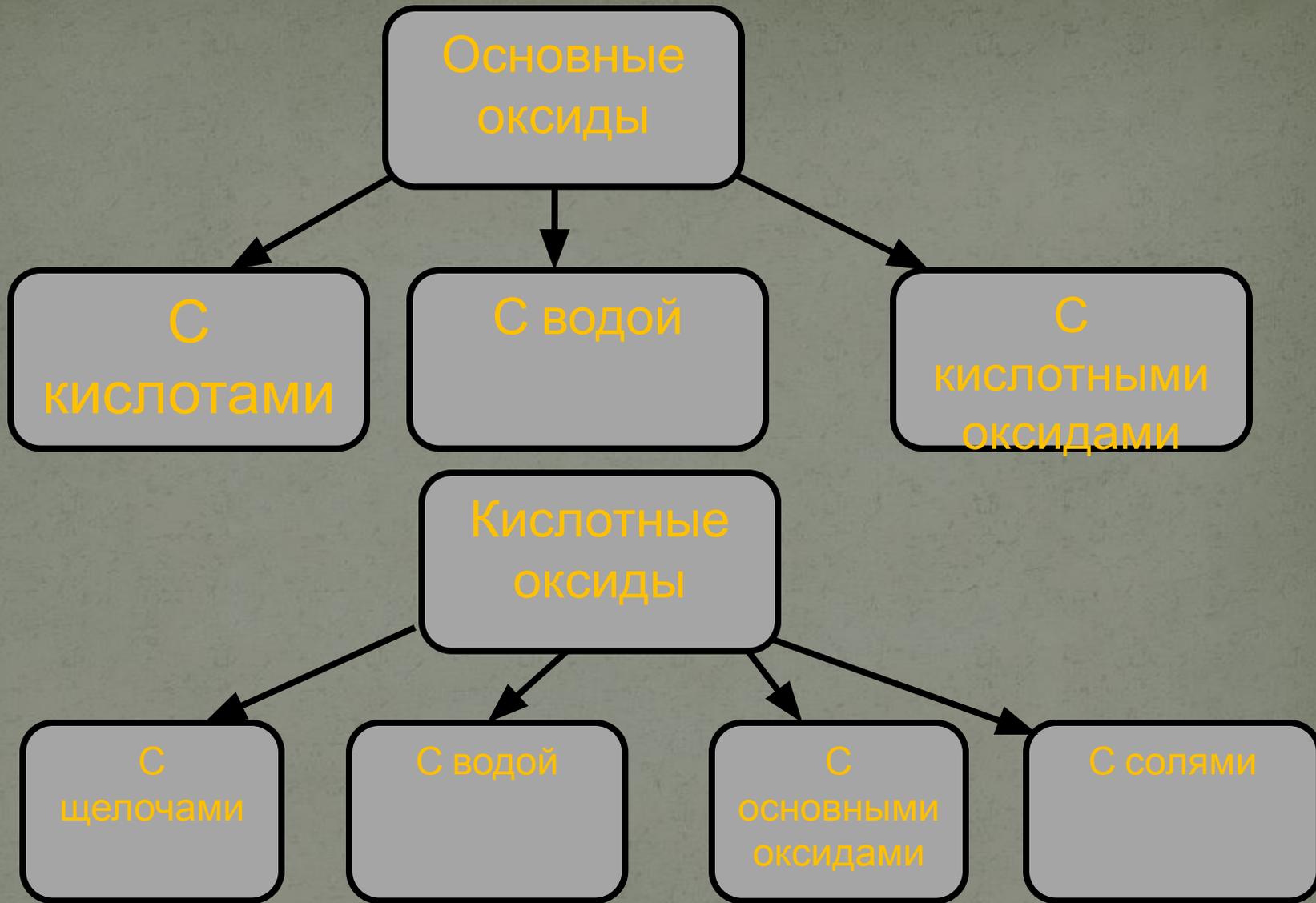
Оксиды

Химические свойства оксидов

Основные оксиды

К основным оксидам относятся:

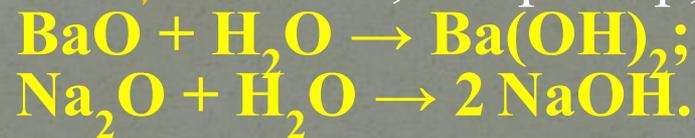
- оксиды всех металлов главной подгруппы первой группы (щелочные металлы Li – Fr),
- главной подгруппы второй группы, начиная с магния (Mg – Ra) .
- оксиды переходных металлов в низших степенях окисления, например, MnO, FeO.



Оксиды

Химические свойства оксидов

1. Оксиды наиболее активных металлов (щелочных и щелочноземельных, начиная с кальция) при обычных условиях непосредственно взаимодействуют с водой, образуя гидроксиды, которые являются сильными, растворимыми в воде основаниями — *щелочами*, например,



2. Основные оксиды взаимодействуют с кислотами образуя соли:



3. Также к образованию соли приводит взаимодействие их с кислотными оксидами:



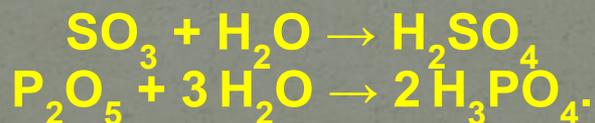
Оксиды

Химические свойства оксидов

Кислотные оксиды

Большинство оксидов неметаллов являются кислотными оксидами (CO_2 , SO_3 , P_4O_{10} и др.). Оксиды переходных металлов в высших степенях окисления проявляют преимущественно также свойства кислотных оксидов, например: CrO_3 , Mn_2O_7 , V_2O_5 .

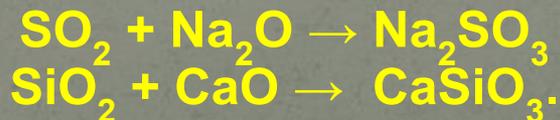
1. Кислотные оксиды реагируют с водой с образованием соответствующих кислот:



Некоторые оксиды, например, SiO_2 , MoO_3 и др. с водой непосредственно не взаимодействуют и соответствующие им кислоты могут быть получены косвенным путем:



2. Взаимодействие кислотных оксидов с основными оксидами приводит к образованию солей:



3. Также к образованию солей ведет реакция кислотного оксида с основанием.



Оксиды

Химические свойства оксидов

Если кислотный оксид является ангидридом многоосновной кислоты, то в зависимости от относительных количеств основания и кислотного оксида, участвующих в реакции, возможно образование средних



или кислых солей



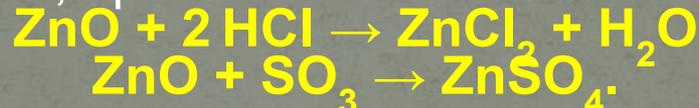
4. Мало летучие оксиды вытесняют летучие оксиды из солей:



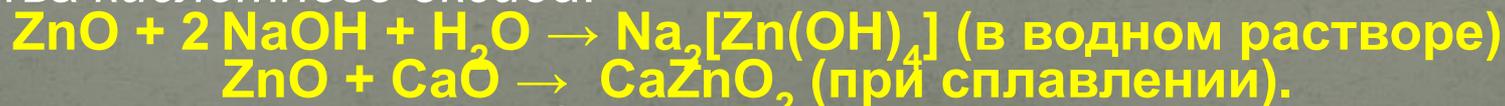
Амфотерные оксиды

Амфотерность (от греч. *amphoterous* — и тот и другой) — способность химических соединений (оксидов, гидроксидов, аминокислот) проявлять как кислотные, так и основные свойства, в зависимости от свойств второго реагента, участвующего в реакции.

Одно и то же вещество (например, ZnO), реагируя с сильной кислотой или кислотным оксидом, проявляет свойства *основного оксида*:



а при взаимодействии с сильным основанием или основным оксидом — свойства *кислотного оксида*:



Амфотерные оксиды способны вытеснять летучие оксиды из солей:



Оксиды

Химические свойства оксидов

Общие химические свойства оксидов

Оксиды могут участвовать в окислительно-восстановительных реакциях приводящих к изменению степени окисления данного элемента:

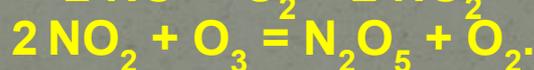
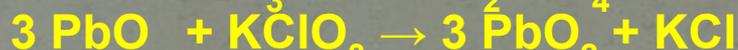
- 1. Восстановление оксидов.** Восстановители (C, CO, H₂, CH₄, и др., активные металлы, такие как Mg, Al) при нагревании восстанавливают многие элементы из оксидов до простых веществ:



Оксиды

Химические свойства оксидов

2. Окисление оксидов. Оксиды элементов, проявляющих переменные степени окисления, могут участвовать в реакциях, приводящих к повышению степени окисления данного элемента:



3. Пассивация оксидов. Термическое разложение гидроксидов при высоких температурах ($> 1000\text{ }^\circ\text{C}$) приводит к получению оксидов в химически малоактивной форме.

Оксиды полученные таким путем не растворяются ни в кислотах, ни в щелочах. Перевести их в растворимое состояние можно только лишь сплавлением с кислыми солями или щелочами. Примером могут служить оксиды алюминия, хрома, титана.

Теории кислот и оснований

Понятия «кислота» и «основание» сформировались в XVII веке. Однако содержание этих терминов неоднократно пересматривалось. Существует несколько теорий кислот и оснований. Здесь будут рассмотрены только три теории, которые чаще всего используются для объяснения химических процессов.



Электролитическая теория

На основании теории электролитической диссоциации (1887), предложенной шведским физико-химиком Сванте Аррениусом (1859 — 1927 г.), можно дать следующие определения кислотам и основаниям:

Кислоты — электролиты, которые при диссоциации в водных растворах, в качестве катионов дают *только катионы водорода* (гидроксония — H_3O^+) и анионы кислотного остатка.

Например,



Теории кислот и оснований

Основания — электролиты, которые при диссоциации в водных растворах в качестве анионов дают *только анионы гидроксила* (OH^-) и катионы.

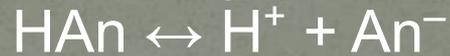
Например,



Протолитическая теория

Датский физико-химик Йоханнес Бренстед (1879 – 1947 гг.) и английский химик Томас Лоури (1874 – 1936 гг.) практически одновременно (1928 – 1929 гг.)

предложили протолитическую теорию кислот и оснований, согласно которой **кислота** — донор катионов водорода:



Кислоты могут быть:

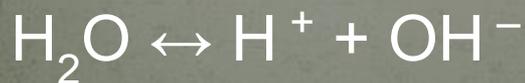


Теории кислот и оснований

Основание — акцептор катионов водорода.



Амфотерные вещества (амфолиты) — это вещества, которые являются как донорами, так и акцепторами протонов. Они могут быть заряженными и нейтральными:





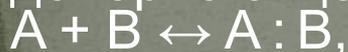
Теории кислот и оснований

Электронная теория

В 1926 г. американский физико-химик Гилберт Льюис (1875 – 1946 гг.) предложил электронную теорию кислот и оснований.

По его теории к **кислотам** относятся вещества, являющиеся **акцепторами** электронной пары, а к **основаниям** — **донорами** электронной пары

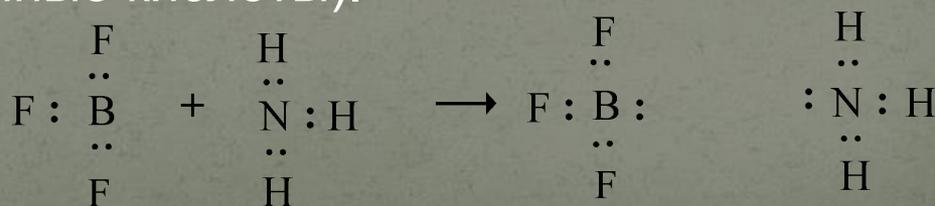
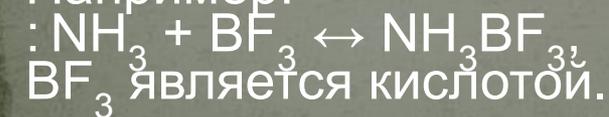
Отличительным признаком этой теории является то, что кислота и основание взаимодействуют друг с другом с образованием связи по донорно-акцепторному механизму:



где A — кислота, B — основание, A : B — кислотно-основной комплекс (продукт нейтрализации).

В результате приобретения атомом, ответственным за кислотные свойства, электронной пары часто возникает завершённая электронная конфигурация. В отличие от электролитической и протолитической теорий, к кислотам относят соединения, не содержащие водород (апротонные кислоты).

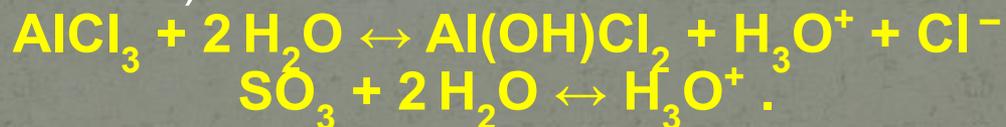
Например:



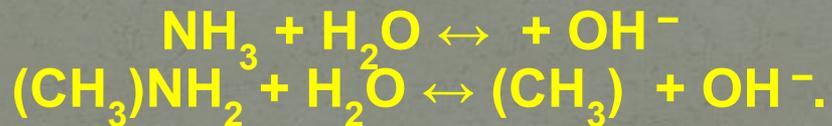
Теории кислот и оснований

Понятия основания в теориях Бренстеда (протолитическая теория) и Льюиса совпадают, однако понятие кислоты в электронной теории охватывает, кроме протона, более широкий круг частиц способных акцептировать электронную пару.

Растворение кислот Льюиса в ионизирующих растворителях (например, в H_2O) приводит к росту концентрации ионов водорода (катионов гидроксония):



Растворение оснований Льюиса в воде приводит к увеличению концентрации анионов OH^- :



Кислотные свойства ортоборной кислоты H_3BO_3 обусловлены не электролитической диссоциацией этого соединения, а образованием катионов гидроксония (H_3O^+) по реакции:



Кислоты

Классификация кислот

Признаки классификации	Группы кислот	Примеры
Наличие кислорода в кислотном остатке	А) Кислородные Б) Безкислородные	А) H_3PO_4 ; H_2SO_4 Б) HBr ; H_2S
Основность	А) Одноосновные Б) Многоосновные	А) HNO_3 HCl Б) H_2SO_4 H_3PO_4
Растворимость в воде	А) Растворимость Б) Нерастворимость	А) HNO_3 HCl Б) H_2SiO_3
Летучесть	А) Летучие Б) Нелетучие	А) H_2S HCl Б) H_2SO_4 H_3PO_4
Степень диссоциации	А) Сильные Б) Слабые	А) HNO_3 HCl $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{к})}$ Б) $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{р})}$ H_2CO_3
Стабильность	А) Стабильные Б) Нестабильные	А) H_2SO_4 HCl Б) H_2SO_4 H_2CO_3

Кислоты

Преимущественно в оксокислотах атомы водорода связаны с атомами кислорода, а не с центральным атомом аниона. Именно эти атомы водорода и отщепляются при диссоциации кислоты в водном растворе с образованием катионов гидроксония (H_3O^+) и принимают участие в реакции нейтрализации т.е. определяют основность кислоты. Для неорганических кислот, как правило, общее число атомов водорода в молекуле соответствует основности кислоты, но это не всегда так.

В некоторых кислотах есть атомы водорода связанные непосредственно с атомом кислотообразующего элемента, такие атомы водорода не обмениваются на ион металла, т.е. не определяют основность кислоты.

Кислоты

Для характеристики силы электролитов применяют также **константу диссоциации** (константу равновесия реакции диссоциации):

Величину K_a называют константой ионизации кислоты (индекс «а» — от английского *acid* — кислота), в числителе обычно указывают не концентрацию катионов гидроксония, а концентрацию ионов водорода. Качественно силу кислот можно оценить по правилу Полинга: если представить формулу оксокислоты в общем виде — $\text{H}_n\text{ЭO}_m$, то по разности $(m-n)$ можно оценить силу кислоты: у какой кислоты она больше та кислота и сильнее:

$m-n=0$ — кислота очень слабая, HClO

$m-n=1$ — кислота слабая, HClO_2

$m-n=2$ — кислота сильная, HClO_3

$m-n=3$ — кислота очень сильная, HClO_4 .

Кислоты

Для многоосновных кислот для каждой ступени диссоциации можно записать свою константу ионизации, причем, как правило, каждая последующая константа меньше предыдущей на несколько порядков:

$$K_1 \gg K_2 \gg K_3$$

(например, для фосфорной кислоты

$$K_1 = 7 \cdot 10^{-3},$$

$$K_2 = 6 \cdot 10^{-8},$$

$$K_3 = 5, \cdot 10^{-13}).$$

Кислоты

Способы получения кислот

1. Бескислородные кислоты могут быть получены:

а) взаимодействием простых веществ с водородом



при горении водорода в атмосфере хлора



б) при горении органических галогенсодержащих соединений



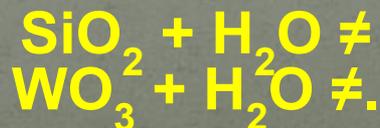
в) при реакции алканов с галогенами:



2. Кислородсодержащие кислоты чаще всего получают растворением кислотного оксида в воде (если кислота растворима в воде):



В случае, если кислота нерастворима в воде этот способ не применим, например:



Кислоты

Общие методы получения любых кислот

Практически все кислоты могут быть получены одним из способов, приведенных ниже.

1. Взаимодействие между солью и кислотой приводит к образованию новой соли и новой кислоты, если между солью и кислотой не протекает окислительно-восстановительная реакция, например:

а) *Вытеснение слабых кислот сильными.*



б) *Вытеснение летучей кислоты из ее солей менее летучей кислотой.* Для этих целей обычно используют серную кислоту, т.к. она обладает целым рядом необходимых для этого свойств:

– кислота сильная

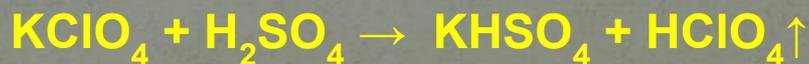
– термически устойчивая

– мало летучая [$t_{\text{кип.}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 296,5 \text{ }^\circ\text{C}$]



Общие методы получения любых кислот

Серная кислота способна вытеснять из солей более сильные кислоты, даже такую как хлорную — самую сильную из всех кислородных кислот.



Однако, используя серную кислоту для этих целей необходимо учитывать и другие свойства этой кислоты, ограничивающие ее применение.

Концентрированная серная кислота является достаточно *сильным окислителем*, поэтому ее **нельзя использовать** для получения таких кислот как HBr, HI, H₂S, кислотообразующие элементы которых она может перевести в другие степени окисления, например:



В этом случае можно использовать нагревание соли с фосфорной кислотой, которая не проявляет окислительные свойства:



Кислоты

Общие методы получения любых кислот

Кроме того, концентрированная серная кислота обладает достаточно сильными водоотнимающими свойствами, что приводит к разложению кислоты, вытесняемой из соли, за счет диспропорционирования центрального атома:



либо к образованию неустойчивого кислотного оксида, разложение которого может происходить со взрывом:



в) Образование одного нерастворимого продукта:



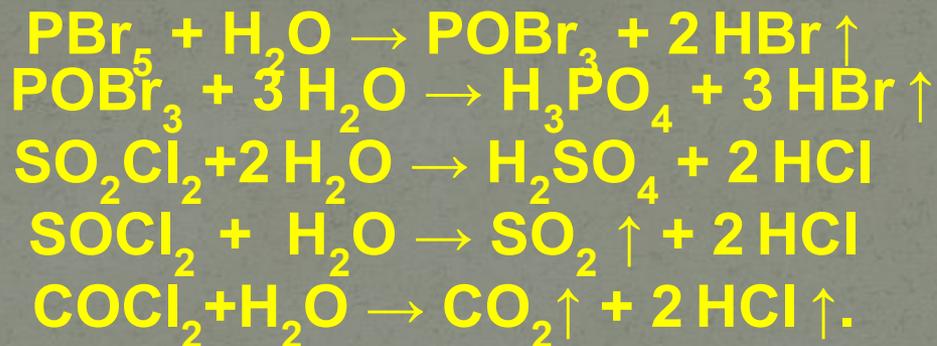
2. Взаимодействие солей, гидролиз которых идет практически до конца, с водой:



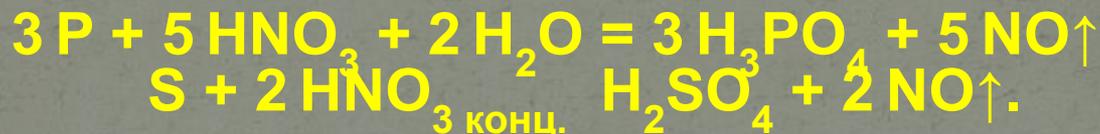
Кислоты

Общие методы получения любых кислот

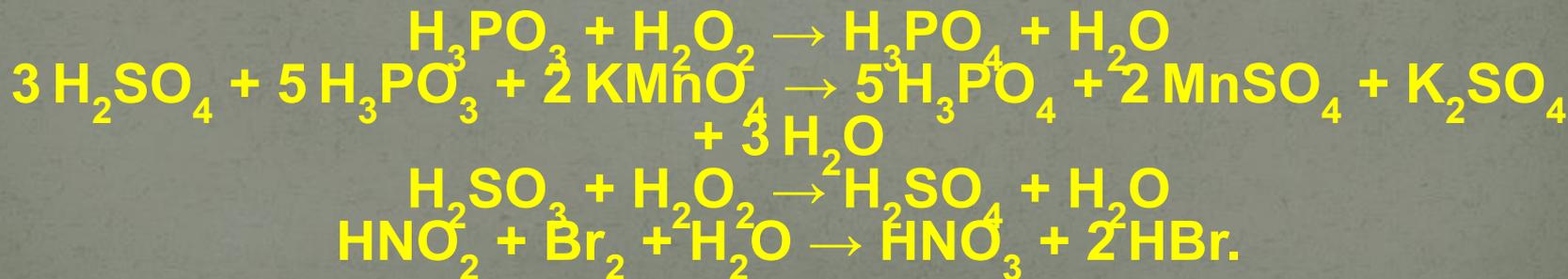
3. Гидролиз галогенангидридов кислот:



4. Окисление неметаллов азотной кислотой:



5. Окисление кислотообразующего элемента до более высокой степени окисления:



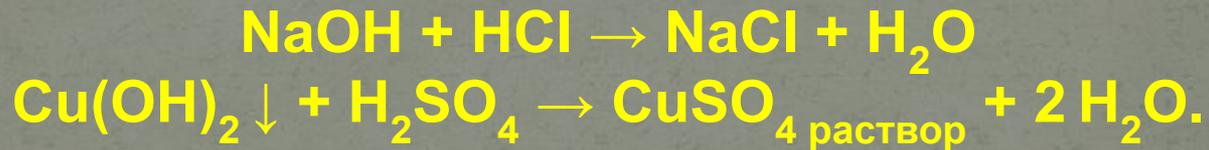
Кислоты

Химические свойства кислот

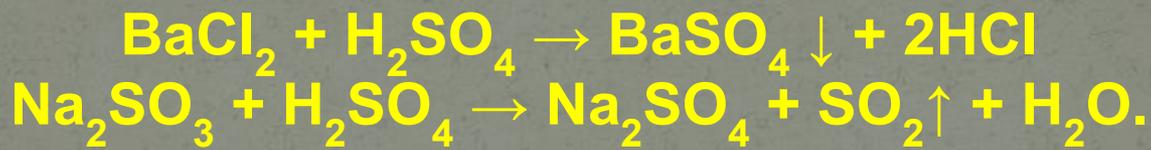
1. Рассмотрим характерные свойства кислот, не являющихся окислителями.

1.1. Реакции обмена

а) Взаимодействие с основаниями (как с растворимыми, так и с нерастворимыми) — реакция *нейтрализации*:



б) Взаимодействие с солями



При составлении уравнений реакций обмена необходимо учитывать условия протекания этих реакций до конца:

- а) образование хотя бы одного нерастворимого соединения
- б) выделение газа
- в) образование слабого электролита (например, воды)

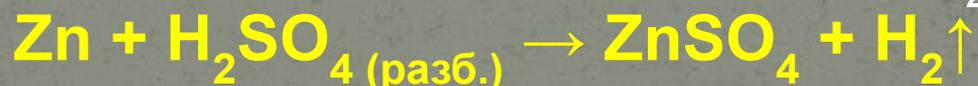
Кислоты

Химические свойства кислот

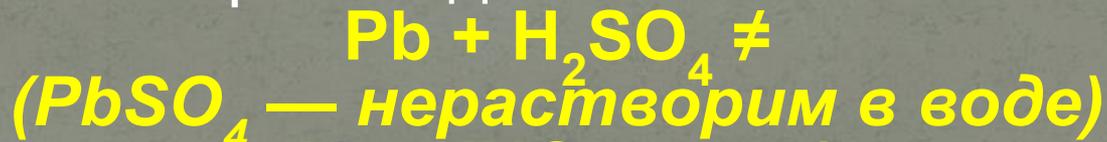
1.2. Реакции с основными и амфотерными оксидами:



1.3. Металлы, стоящие в электрохимическом ряду напряжений до водорода, вытесняют водород из кислот, не являющихся сильными окислителями (HCl , H_2SO_4 (разб.)):



Если в результате реакции образуется нерастворимая соль или оксид, то металл пассивируется и его растворение не происходит:

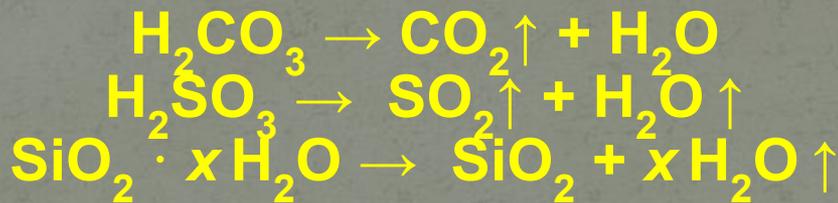


(поверхность металла покрывается оксидной пленкой).

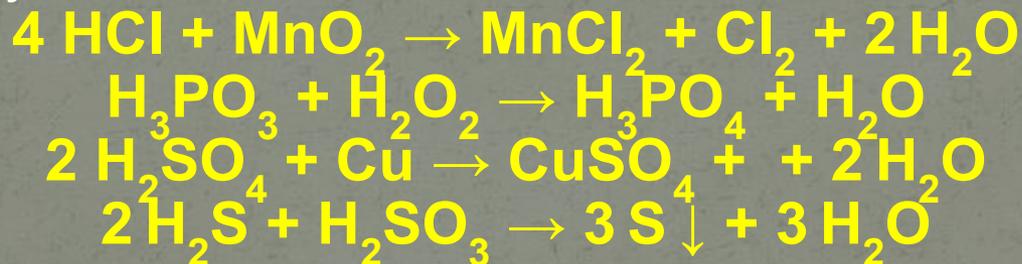
Кислоты

Химические свойства кислот

1.4. Термически неустойчивые кислоты, например, угольная, сернистая, разлагаются при комнатной температуре или при легком нагревании:



1.5. Реакции с изменением степени окисления кислотообразующего элемента.



По этому принципу кислоты можно разделить на кислоты-восстановители и кислоты-окислители.

Кислоты

Химические свойства кислот

Свойства кислот-окислителей.

2.1. Реакции обмена. Кислоты-окислители реагируют с оксидами, гидроксидами и солями, в состав которых входят катионы металлов не проявляющих переменные степени окисления также как и кислоты, не являющиеся окислителями.

2.2. Реакции с гидроксидами, оксидами и солями.

а) Если металл, образующий основание, может находиться в нескольких степенях окисления, а кислота проявляет окислительные свойства, то эти реакции могут протекать с изменением степеней окисления элементов, например:



б) Аналогично ведут себя в реакциях с кислотами-окислителями и оксиды металлов, проявляющих переменные степени окисления:



в) При реакциях кислот-окислителей с солями, содержащими анион, проявляющий восстановительные свойства, происходит его окисление:

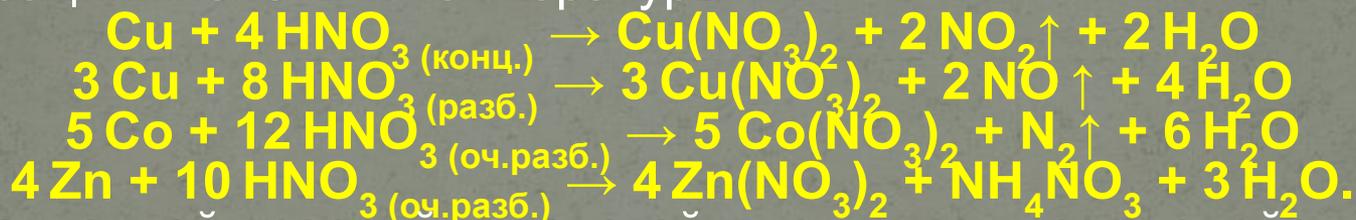


Кислоты

Химические свойства кислот

2.3. 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:



С разбавленной серной кислотой медь не взаимодействует, но реагирует с концентрированной серной кислотой, однако водород при этом не выделяется:

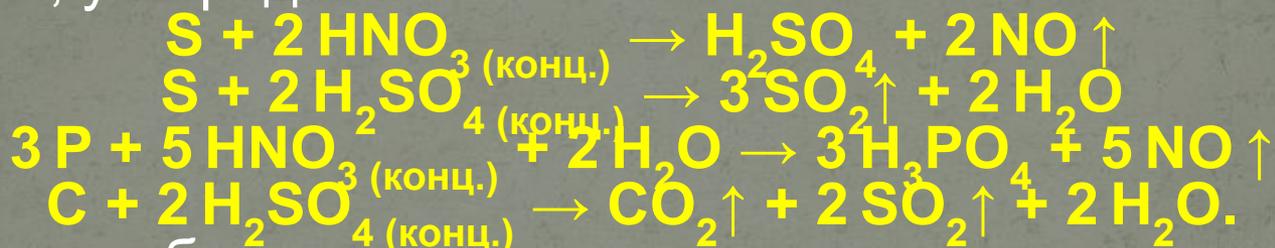


Некоторые металлы, стоящие в ряду напряжений до водорода, например, Fe, Al, Cr, эти кислоты пассивируют за счет образования на поверхности металла оксидной пленки нерастворимой в концентрированных кислотах при обычных условиях и поэтому указанные металлы не взаимодействуют с концентрированными серной и азотной кислотами.

Кислоты

Химические свойства кислот

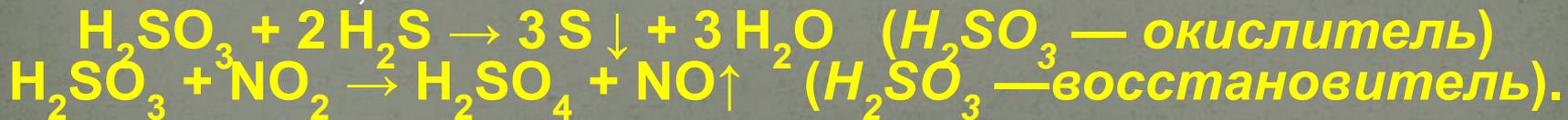
2.4. Реакции с неметаллами. Концентрированные азотная и серная кислоты взаимодействуют с неметаллами: серой, фосфором, углеродом:



2.5. Кислоты, образованные переходными металлами в высших степенях окисления, например, хромовая $[H_2CrO_4]$, марганцовая $[HMnO_4]$, являются сильными окислителями.



Кислоты, в которых кислотообразующий элемент находится в промежуточной степени окисления могут проявлять как окислительные, так восстановительные свойства.



Основания

Классификация оснований

Основания могут быть классифицированы по следующим свойствам.

1. Кислотность основания — число групп OH^- способных обмениваться на кислотный остаток. Например, NaOH — однокислотное основание, Ca(OH)_2 — двухкислотное основание. По этому признаку основания бывают одно-, двух- и т. д. кислотными. Многокислотные основания диссоциируют ступенчато и могут образовывать несколько рядов солей, например, $(\text{MgOH})_2\text{CO}_3$ — гидроксокарбонат (основной карбонат) магния; MgCO_3 — карбонат (средний карбонат) магния.

2. Растворимость. Гидроксиды щелочных металлов, металлов главной подгруппы второй группы, начиная с кальция, гидроксид таллия (I) $[\text{TlOH}]$ и гидроксид аммония растворимы в воде. Гидроксиды других металлов в воде практически нерастворимы.

3. Сила оснований, также как и других электролитов, определяется степенью диссоциации (или константой диссоциации). Сильными основаниями являются гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов. Сильные, растворимые в воде основания называются *щелочами*.

Основания

4. Термическая устойчивость оснований. При нагревании большинство оснований разлагаются на оксид металла и воду. Устойчивыми являются гидроксиды щелочных металлов, начиная с натрия, они плавятся без разложения. Гидроксиды лития, стронция, бария и радия разлагаются при температуре несколько выше температуры плавления, гидроксиды остальных металлов разлагаются до плавления.

5. По отношению к кислотам и щелочам гидроксиды металлов можно разделить на основные и амфотерные. К основным гидроксидам относятся гидроксиды, растворяющиеся только в кислотах и не реагирующие со щелочами, к амфотерным — гидроксиды, растворяющиеся как в кислотах, так и в щелочах.

Основными являются гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов, а также гидроксид магния и гидроксиды переходных металлов в низших степенях окисления, например, $\text{Cr}(\text{OH})_2$, $\text{Mn}(\text{OH})_2$ и др.

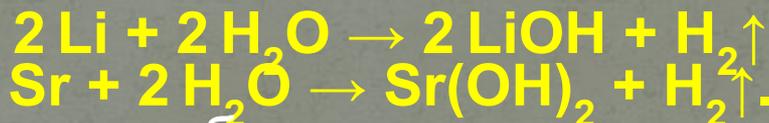
Амфотерными являются гидроксиды $\text{Be}(\text{OH})_2$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Sn}(\text{OH})_2$, гидроксиды переходных металлов в промежуточных степенях окисления, например, $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$.

Основания

Способы получения оснований

Основания могут быть получены одним из следующих способов.

1. Взаимодействием щелочных и щелочноземельных металлов с водой:



Этим же способом может быть получен гидроксид аммония:

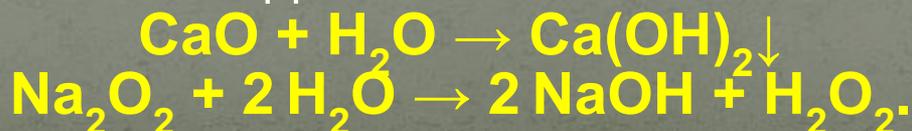


В отличие от предыдущих примеров эта реакция протекает без изменения степеней окисления.

Другие металлы, стоящие в ряду электродных потенциалов до водорода, также могут реагировать с водой, но эти реакции протекают при высоких температурах и обратимы. При этом образуются не гидроксиды металлов, а оксиды, т. к. гидроксиды при этих температурах термически неустойчивы, например,



2. Растворением оксидов и пероксидов щелочных и щелочноземельных металлов в воде:



Оксиды других металлов с водой не взаимодействуют.

Основания

Способы получения оснований

3. Гидролизом солей, у которых он протекает до конца:



4. Смешиванием водных растворов солей, взаимно усиливающих гидролиз:



5. Разложением некоторых бинарных соединений металл-неметалл (гидридов, нитридов, фосфидов и др.) водой, например:



6. Электролизом водных растворов хлоридов щелочных и щелочноземельных металлов:



Для получения гидроксидов этим способом необходимо разделить катодное и анодное пространства, иначе будет происходить взаимодействие хлора со щелочью с образованием других продуктов.

Основания

Способы получения оснований

7. Важнейшим способом получения слабых, нерастворимых в воде оснований является осаждение их из растворов солей щелочами или раствором аммиака



При осаждении амфотерных гидроксидов щелочами полноту осаждения можно достичь только при смешении строго эквимольных количеств соли и щелочи. Поэтому для осаждения амфотерных гидроксидов используют раствор аммиака в воде. Аммиаком нельзя осаждать гидроксиды тех металлов, которые образуют с ним комплексные катионы.

Гидроксид аммония не может быть получен таким способом, т.к. повышение концентрации анионов OH^- приводит к уменьшению растворимости аммиака в воде и выделению его из раствора в виде газа:



Этот же способ применим и для получения растворимых в воде оснований:



Сдвиг равновесия в сторону образования NaOH достигается за счет образования CaCO_3 , обладающего меньшей растворимостью, чем Ca(OH)_2 .

Для большего смещения равновесия в сторону образования гидроксида щелочного металла используют гидроксид бария и сульфат соответствующего щелочного металла:



Основания

Химические свойства оснований

Основания реагируют:

1. С кислотами (а), кислотными (б) и амфотерными оксидами (в):



2. С солями (для растворимых в воде оснований):



3. С некоторыми неметаллами (в этих случаях, как правило, протекает реакция диспропорционирования):



Основания

Химические свойства оснований

Взаимодействие кремния с раствором щелочи должно протекать подобно реакции фосфора со щелочью, но образующийся при этом силан (SiH_4) взаимодействует с водой с образованием водорода и кремниевой кислоты, которая растворима в щелочах:



4. С некоторыми металлами, гидроксидами которых амфотерны:



5. С различными веществами, при реакциях с которыми образуются комплексные соединения:

а) катионного типа:



б) анионного типа:



Соли

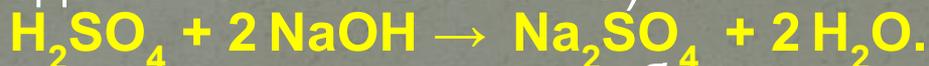
С точки зрения электролитической теории можно дать следующее определение этому классу соединений.

Соли — электролиты, которые в водных растворах диссоциируют на катионы металлов или другие, более сложные, катионы, например, $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ и анионы кислотного остатка.

Соли

Классификация солей

1. Средние соли — соли, которые образуются в результате полной нейтрализации кислоты основанием (при замещении всех катионов водорода на катионы металла):



2. Кислые соли — соли, которые образуются при неполной нейтрализации кислоты основанием (замещаются не все катионы водорода на катионы металла). Соли этого типа могут быть образованы только многоосновными кислотами.



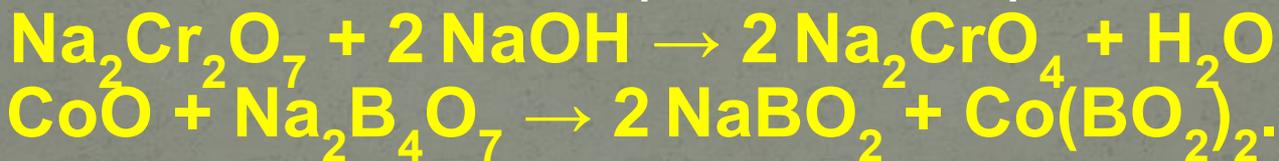
H_2SO_4 — кислота двухосновная, при полной нейтрализации которой образуется средняя соль Na_2SO_4 , а при замещении одного атома водорода на металл образуется *кислая соль* NaHSO_4 .

H_3PO_4 — кислота трехосновная, в которой возможно последовательное замещение одного, двух или всех трех атомов водорода на атомы металла. И при нейтрализации этой кислоты возможно образование трех рядов солей: NaH_2PO_4 , Na_2HPO_4 и Na_3PO_4 .

Соли

Классификация солей

В общем же случае к кислым солям относятся соли в которых мольное содержание кислотного оксида больше мольного содержания основного оксида, например, $\text{Na}_2\text{V}_4\text{O}_7$, $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_7$, $\text{Na}_4\text{P}_2\text{O}_7$. При реакции с основными оксидами и гидроксидами эти соли переходят в средние соли:



3. Основные соли — соли, которые являются продуктом неполной нейтрализации многокислотного основания кислотой:



Соли

Классификация солей

4. Двойные соли — соли, в состав которых входят анионы только одного вида и разные катионы, например, $KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$.

5. Смешанные соли — соли, в состав которых входят катионы одного вида и анионы разных кислот, например, хлорная известь $CaCl(OCl)$.

6. Комплексные соли — соли, имеющие сложные катионы или анионы, в которых связь образована по донорно-акцепторному механизму. При написании молекулярных формул таких солей комплексный катион или анион заключают в квадратные скобки, например: $K_3[Fe(CN)_6]$, $K[BF_4]$, $Na[Al(OH)_4(H_2O)_2]$, $[Ag(NH_3)_2]OH$, $[Cu(NH_3)_4](OH)_2$.

Соли

Способы получения солей

Соли могут быть получены одним из ниже приведенных способов.

1. Взаимодействием металлов

а) с кислотами:



б) со щелочами:



2. Нагреванием металлов с неметаллами в инертной атмосфере:



3. Вытеснением металлов из солей другими металлами, стоящими в ряду напряжений до металла, входящего в состав соли:



При этом не надо забывать, что если металл, входящий в состав соли, проявляет переменные степени окисления, то он может быть восстановлен до более низкой степени окисления металлом, находящимся в ряду напряжений правее его:



Соли

Способы получения солей

Эта реакция нашла применение в электронной промышленности при изготовлении плат для печатного монтажа.



На этом основан способ очистки помещений от разлитой ртути.

4. Взаимодействием неметаллов со щелочами.

5. Вытеснением активными неметаллами менее активных неметаллов из солей:

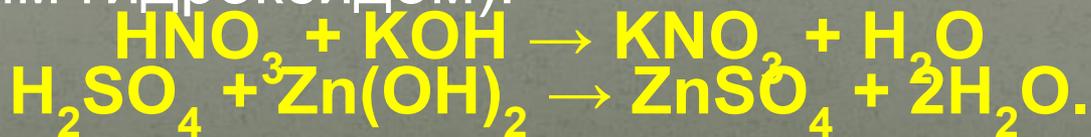


В этом случае более электроотрицательный неметалл (хлор) вытесняет менее электроотрицательный (бром).

6. Взаимодействием двух оксидов



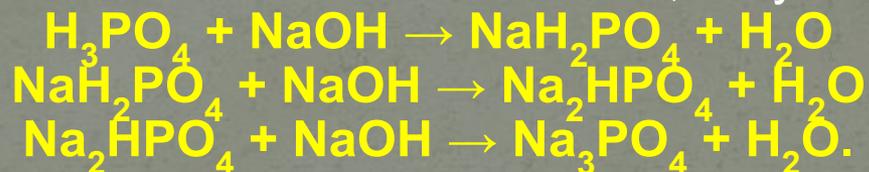
7. Нейтрализацией кислоты основанием (или амфотерным гидроксидом):



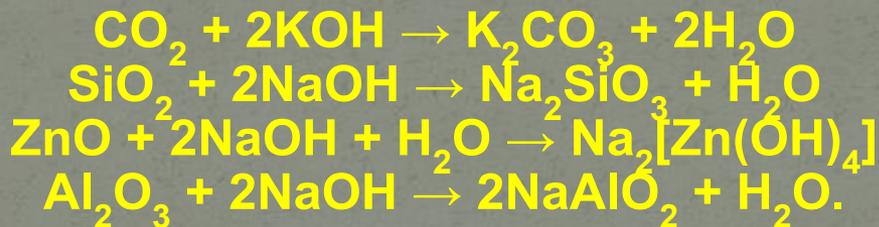
Соли

Способы получения солей

В случае многоосновных кислот (или многокислотных оснований) возможно образование кислых (или основных) солей, в зависимости от относительных количеств кислоты и основания, вступивших в реакцию:



8. Растворением или сплавлением кислотного или амфотерного оксида с основанием:



9. Как результат реакции основного или амфотерного оксида с кислотой:



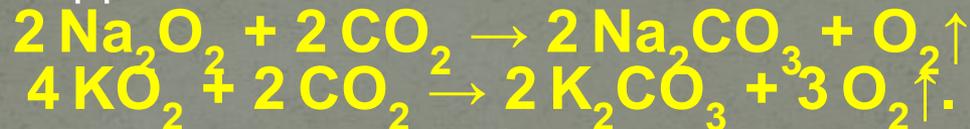
При этом необходимо учитывать возможность окисления катиона, образующего оксид, до более высокой степени окисления:



Соли

Способы получения солей

10. Взаимодействием пероксидов, надпероксидов и озонидов с кислотными оксидами:



Эти реакции лежат в основе регенерации воздуха в замкнутых пространствах (подводные лодки, космические корабли, изолирующие противогазы).

11. Осаждением нерастворимых в воде солей с образованием растворов кислот:

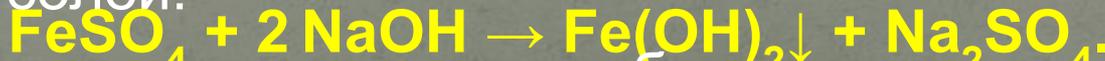


Полученная соль не должна растворяться в образовавшейся кислоте.

12. Взаимодействием кислотного оксида с солью:



13. Осаждением нерастворимых гидроксидов растворами щелочей из солей:



14. Как результат реакции обмена между солями с образованием одной нерастворимой соли:

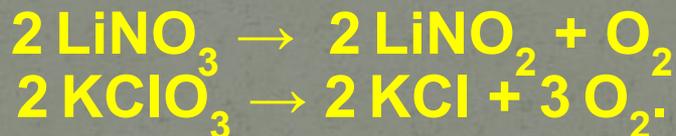


Соли

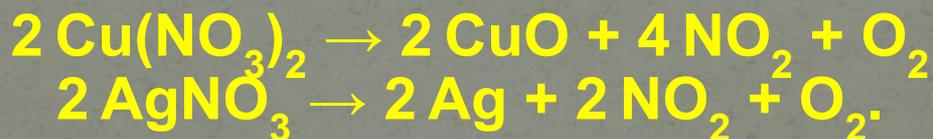
Способы получения солей

15. Термическим разложением солей:

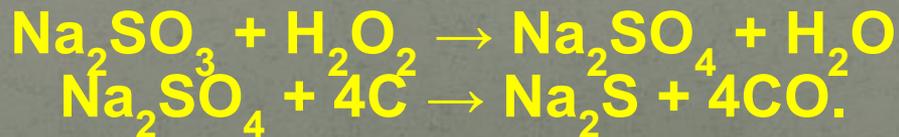
Степень разложения солей определяется отношением заряда катиона ($n+$) к его радиусу (r). Чем больше это отношение, тем «глубже» степень разложения.



В некоторых случаях определяющую роль в разложении соли играет и заполненный 18-электронный подуровень катиона металла.



16. Окислением или восстановлением кислотообразующего элемента, входящего в состав аниона соли:



Соли

Химические свойства солей

Соли могут взаимодействовать:

1. С кислотами или с кислотными оксидами (сильная или малолетучая кислота вытесняет слабую или более летучую, неустойчивую кислоту из соли):



2. С основаниями (сильное или менее летучее основание вытесняет слабое или более летучее основание из солей):



3. С солями:



При составлении уравнений реакций обмена между электролитами, необходимо учитывать условия протекания реакций до конца и пользоваться таблицей растворимости оснований, кислот и солей.

Соли

Химические свойства солей

4. С металлами, стоящими в электрохимическом ряду напряжений до металла, катион которого входит в состав соли:



При составлении уравнений подобных реакций не следует использовать металлы, стоящие в ряду электрохимических напряжений до магния, т.к. эти металлы прежде всего будут взаимодействовать с водой в результате чего образуется гидроксид, который и будет реагировать с солью, например, раствор $\text{CuSO}_4 + \text{Na}$



5. Соли кислородсодержащих кислот разлагаются при нагревании:



Соли

Химические свойства солей

6. Если кислотообразующий элемент может находиться в нескольких степенях окисления, то используя подходящий окислитель или восстановитель можно перейти от соли одной кислоты к соли другой кислоты, в которой кислотообразующий элемент находится в другой степени окисления.



Аналогично, если металл, входящий в состав соли может проявлять различные степени окисления, то можно перейти от одной соли к другой, в которой металл находится в иной степени окисления:



**БЛАГОДАРЮ ЗА
ВНИМАНИЕ**