

Лекция

**Классы
неорганических
веществ**

План лекции:

- Классификация неорганических веществ.
- Способы получения, номенклатура, физические и химические свойства основных, кислотных и амфотерных оксидов; амфотерных гидроксидов, кислот, оснований.
- Генетическая связь между классами неорганических веществ.

Классификация неорганических веществ

Вещества

```
graph TD; A[Вещества] --> B[Простые-]; A --> C[Сложные-];
```

Простые-

состоят из атомов
одного химического
элемента.

Сложные-

состоят из атомов
разных элементов

Простые вещества

↓

Металлы

Na,
Fe,
Al,
Zn...

↓

Неметаллы

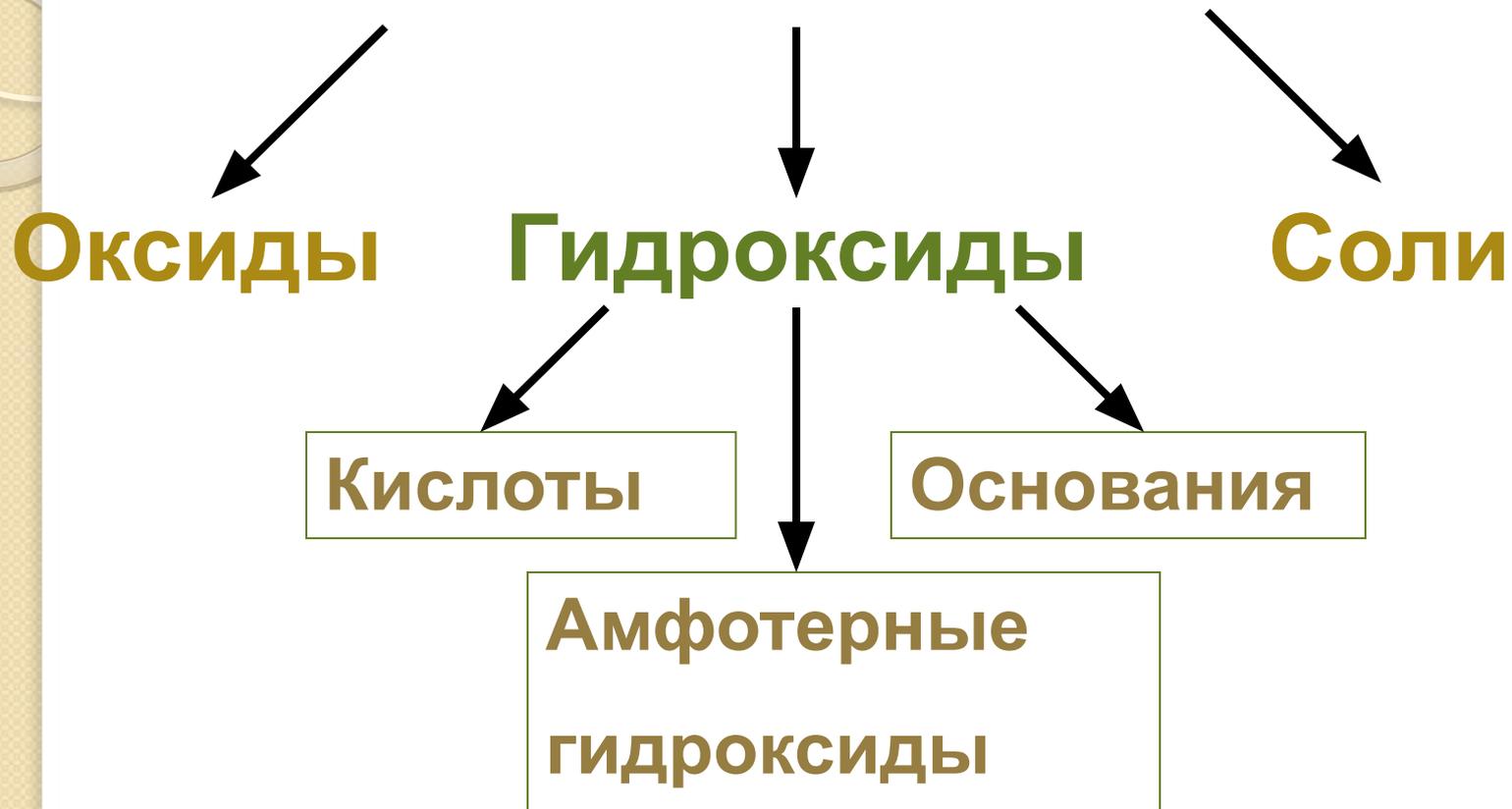
O₂,
H₂,
Cl₂,
S,
P,
C...

↓

**Благородные
газы**

He,
Ne,
Ar,
Kr,
Xe,
Rn

Сложные вещества



Свойства оксидов и гидроксидов

Свойства оксидов и гидроксидов в периоде изменяются от основных через амфотерные к кислотным, т.к. увеличивается положительная степень окисления элементов.



В главных подгруппах **основные свойства оксидов и гидроксидов возрастают сверху вниз.**

Оксиды

Оксиды – это сложные вещества, состоящие из двух химических элементов, один из которых – *кислород* со степенью окисления **-2**

Общая формула:



m число атомов элемента Э,
n – число атомов кислорода.

Называют так – «**оксид элемента**» (степень окисления), если она переменна.

Примеры CO_2 оксид углерода (IV)

FeO оксид железа (II)

Классификация оксидов по КИСЛОТНО ОСНОВНЫМ СВОЙСТВАМ

Оксиды

1) **несолеобразующие**

N_2O , NO , CO , SiO

2) **Солеобразующие**

Основные

Амфотерные

Кислотные

Оксиды металлов
(с.о. +1,+2)

Оксиды металлов
(с.о. +3, +4),
а также оксиды
 BeO , ZnO , SnO , PbO

Оксиды
неметаллов,
оксиды металлов
(с.о.+5,+6,+7)

CaO

ZnO

P_2O_5

соответствуют

соответствуют

соответствуют

Основания

$Ca(OH)_2$

КИСЛОТЫ

$H_3 PO_4$

Оксиды

Несолеобразующие оксиды — оксиды, не проявляющие ни кислотных, ни основных, ни амфотерных свойств и не образующие соли

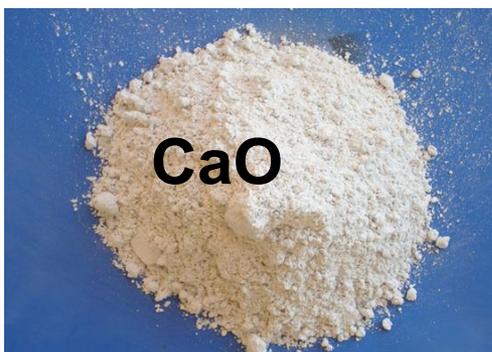
Солеобразующие оксиды — это оксиды, которые взаимодействуют с кислотами или щелочами с образованием соли и воды. Им соответствуют гидроксиды, содержащие элемент в той же степени окисления.

Основные оксиды

Общая формула Me_2O , MeO

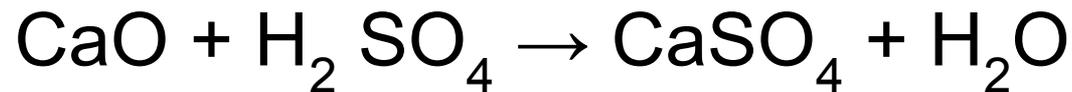
Физические свойства

- При комнатной температуре основные оксиды **твердые**, кристаллические вещества чаще всего **нерастворимые в воде**;
- Окрашенные в различные цвета, например Cu_2O – красного цвета, CaO – белого.



ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ОСНОВНЫХ ОКСИДОВ (О.О.)

1) О.О. + кислота = соль + вода (реакция обмена)



2) О.О. + кислотный оксид = соль

(реакция соединения)

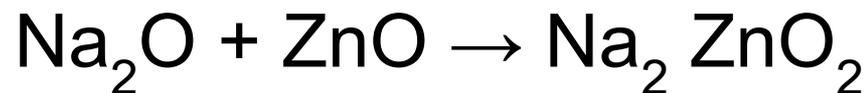


3) О.О.(раств) + вода = основание (щелочь)

(реакция соединения)



4) О.О. + амфотерный оксид = соль

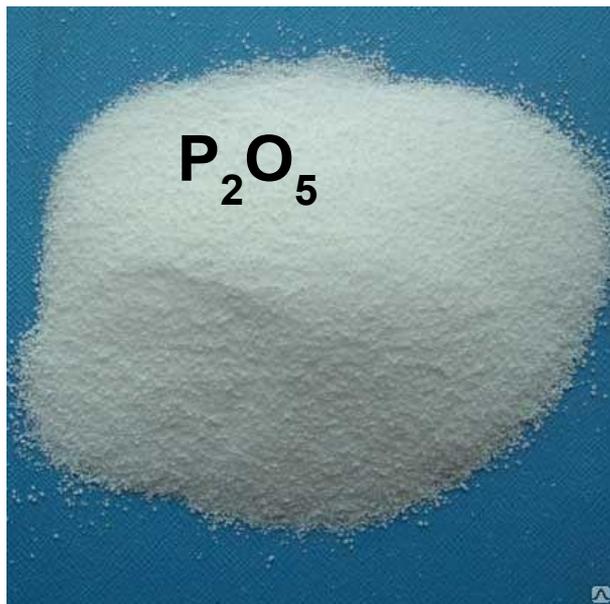


Физические свойства кислотных оксидов

Агрегатное состояние различное: P_2O_5 – твердый, SiO_2 – твердый, CO_2 – газообразный, SO_3 – жидкий при комнатной температуре, затвердевающий уже при $17^\circ C$ в твердую кристаллическую массу.

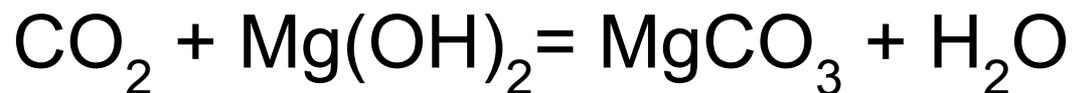
Имеют различный цвет.

Все кислотные оксиды, кроме SiO_2 , растворимы в воде.



Химические свойства кислотных оксидов (К.О.)

1) К.О. + основание = соль + вода (реакция обмена)



2) К.О. + О.О. = СОЛЬ (реакция соединения)



3) К.О. + вода = кислота (кроме SiO_2)

(реакция соединения)



Амфотерные оксиды

- **Амфотерными** называются оксиды, которые в зависимости от условий проявляют основные или кислотные свойства.
- *Примеры:* ZnO , Al_2O_3 , Cr_2O_3 , V_2O_3
- Амфотерные оксиды *с водой* непосредственно не соединяются.

Амфотерные оксиды



Al_2O_3 (оксид алюминия) очень твердые прозрачные кристаллы. Температура плавления – 2053 °С, температура кипения – 3000 °С.



Оксид алюминия как минерал называется **корунд**. Крупные прозрачные кристаллы корунда используются как драгоценные камни. Из-за примесей корунд бывает окрашен в разные цвета: **рубин, сапфир**.



Cr_2O_3 (оксид хрома(III)) – кристаллы зеленого цвета, нерастворимые в воде.

Используют как пигмент при изготовлении декоративного зеленого стекла и керамики.

ZnO (оксид цинка) – бесцветный кристаллический порошок, нерастворимый в воде. Используется для приготовления белой масляной краски (цинковые белила)



Какие элементы периодической системы образуют амфотерные соединения?

Неметаллы,
*исключая элементы
побочных подгрупп*

Элементы, образующие амфотерные оксиды
и гидроксиды

Металлы

Амфотерные оксиды

Обозначения:



ОСНОВНЫЕ
ОКСИДЫ



амфотерные
ОКСИДЫ



КИСЛОТНЫЕ
ОКСИДЫ

Li_2O	BeO	B_2O_3	CO_2	N_2O_3 N_2O_5	O	OF_2
Na_2O	MgO	Al_2O_3	SiO_2	P_2O_3 P_2O_5	SO_2 SO_3	Cl_2O_7
K_2O	CaO	Ga_2O_3	GeO_2	As_2O_3 As_2O_5	SeO_2 SeO_3	Br_2O
Rb_2O	SrO	In_2O_3	SnO_2	Sb_2O_5	TeO_3	I_2O_5
Cs_2O	BaO	Tl_2O_3	PbO_2	Bi_2O_5	Po	At

Химические свойства амфотерных оксидов

Основные свойства

1. С кислотами: $ZnO + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2O$
2. С кислотными оксидами: $ZnO + SiO_2 = ZnSiO_3$
силикат

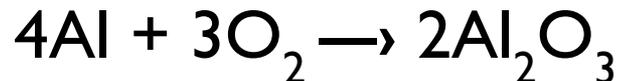
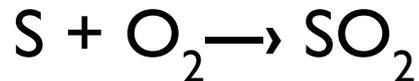
цинка

Кислотные свойства

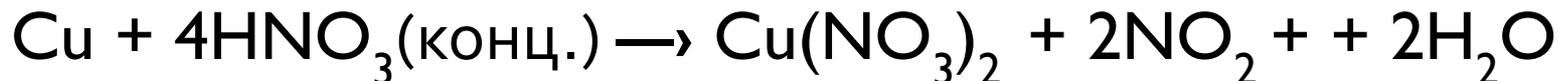
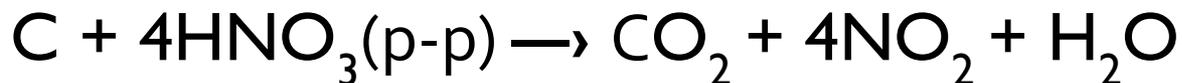
1. С основаниями: $ZnO + 2NaOH = Na_2ZnO_2 + H_2O$
цинкат натрия
2. С основными оксидами: $ZnO + MgO = MgZnO_2$

Способы получения оксидов

1) Взаимодействие простых веществ с кислородом.



2) Взаимодействие простых веществ и солей с кислотами-окислителями.



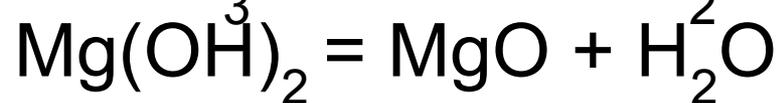
3) Горение



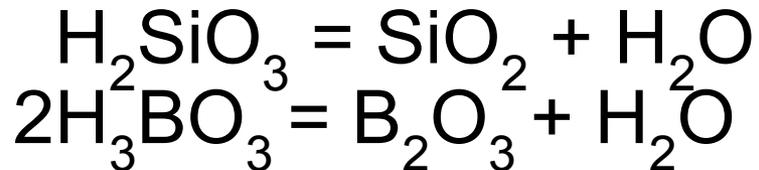
Способы получения оксидов

4) Термическое разложение

1. Нерастворимых оснований



2. Некоторых кислот



3. Некоторых солей



Гидроксиды

Гидроксиды – это неорганические соединения, содержащие в составе гидроксильную группу (**-ОН**)

Общая формула: $\text{Э}(\text{ОН})_n$

где Э - элемент (металл или неметалл)

Классификация гидроксидов

Гидроксиды

Основания

Ca(OH)_2 ,
 Fe(OH)_3 ,
 Cu(OH)_2 ,
 NaOH

**Амфотерные
гидроксиды**

Fe(OH)_3 , Al(OH)_3 ,
 Zn(OH)_2 , Be(OH)_2

Кислоты

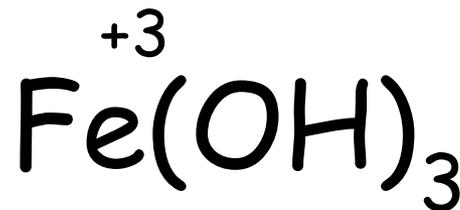
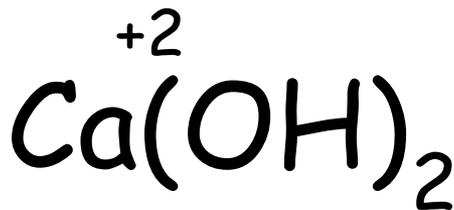
H_2SO_4 , HClO_4 ,
 H_2WO_4 , H_2CO_3

Основания

Основания – это сложные вещества, состоящие из ионов **металлов** и связанных с ними одного или нескольких *гидроксид-ионов* (OH^-)



где M – металл, n – число групп OH и в то же время заряд иона металла



Называем: **гидроксид** металла

Классификация оснований

ОСНОВАНИЯ

по числу
гидроксильных
групп

1.
Однокислотные
 NaOH
 LiOH
 NH_2OH

2.
Двухкислотные
 $\text{Ca}(\text{OH})_2$
 $\text{Mg}(\text{OH})_2$
 $\text{Ba}(\text{OH})_2$

3.
Трехкислотные
 $\text{Fe}(\text{OH})_3$
 $\text{Al}(\text{OH})_3$

по растворимости
в воде

1. Растворимые, или
щелочи
 LiOH , NaOH , Ca
 $(\text{OH})_2$

2. Малорастворимые
 $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Cr}(\text{OH})_2$

Основания.

Гидроксиды щелочных металлов

- Общая формула – **MeOH**
- Щелочи.
- Белые кристаллические вещества, гигроскопичны, хорошо растворимы в воде (с выделением тепла). Растворы мылкие на ощупь, очень едкие

NaOH – едкий натр

KOH – едкое кали

LiOH - гидроксид лития

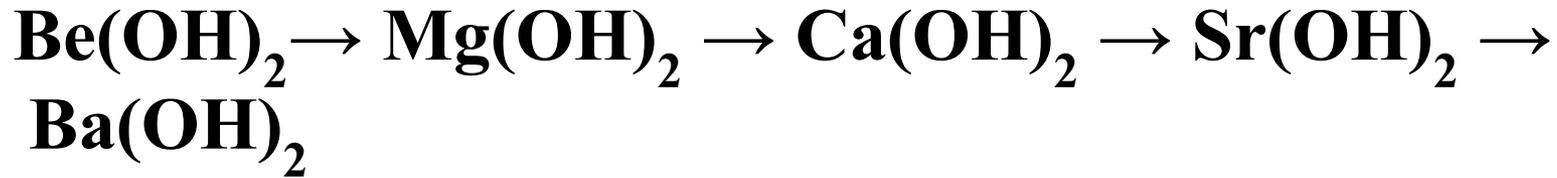


Основные свойства усиливаются в ряду:



Гидроксиды металлов IIА группы

- Общая формула – $\text{Me}(\text{OH})_2$
- Белые кристаллические вещества, в воде растворимы хуже, чем гидроксиды щелочных металлов. $\text{Be}(\text{OH})_2$ – в воде нерастворим.
- Основные свойства усиливаются в ряду:



$\text{Be}(\text{OH})_2$ – амфотерный гидроксид

$\text{Mg}(\text{OH})_2$ – слабое основание

$\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Sr}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$ – сильные основания – щелочи.

Химические свойства растворимых оснований

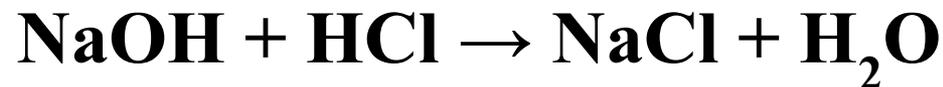
1. Изменяют цвет индикаторов:

Лакмус – на синий

Фенолфталеин – на малиновый

Метил-оранж – на желтый

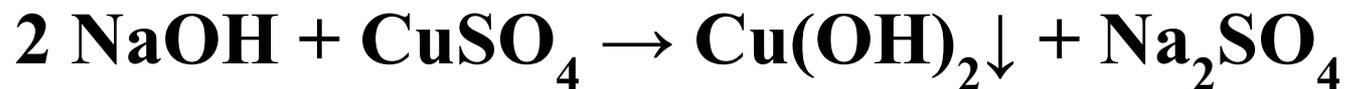
2. Взаимодействуют со всеми кислотами (*реакция нейтрализации*)



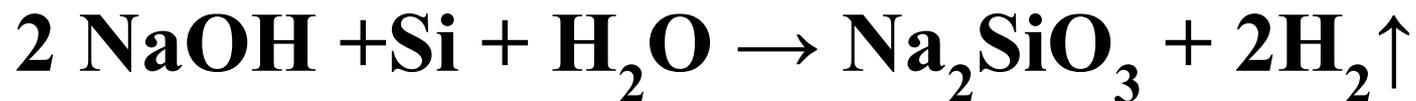
3. Взаимодействуют с кислотными оксидами.



4. Взаимодействуют с растворами солей, если образуется газ или осадок



5. Взаимодействуют с некоторыми неметаллами (серой, кремнием, фосфором)

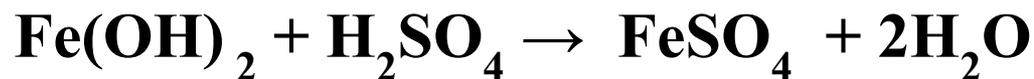


6. Взаимодействуют с амфотерными гидроксидами

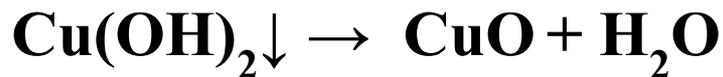


Химические свойства нерастворимых оснований

1. Взаимодействуют с кислотами (*реакция нейтрализации*)

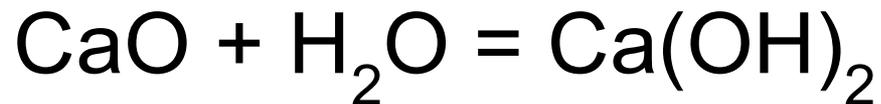
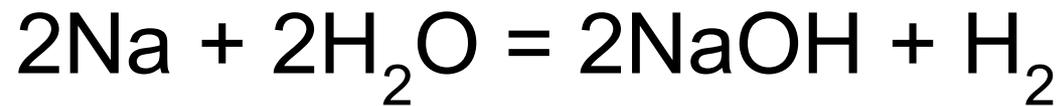


2. Разложение при нагревании. Нерастворимые основания при нагревании разлагаются на основной оксид и воду: t°



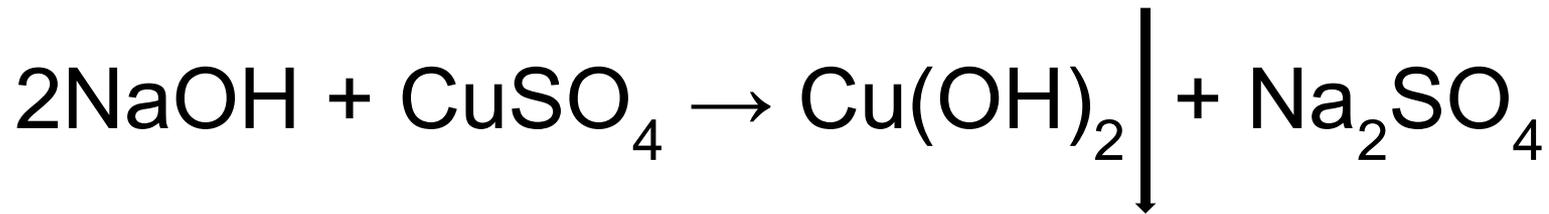
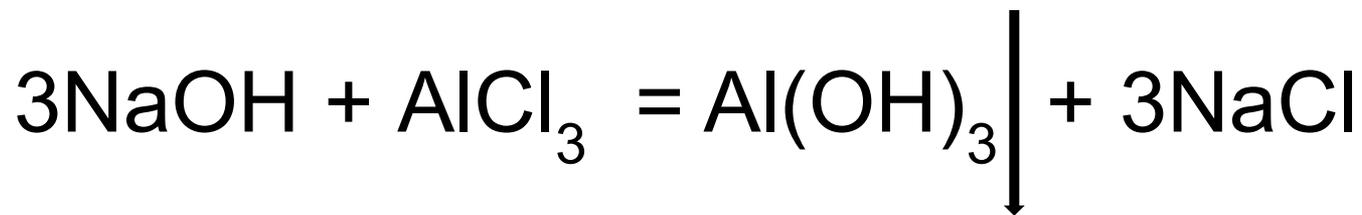
Способы получения растворимых оснований (щелочей)

1. Взаимодействие щелочных и щелочно-земельных металлов их оксидов с водой



Способы получения нерастворимых оснований

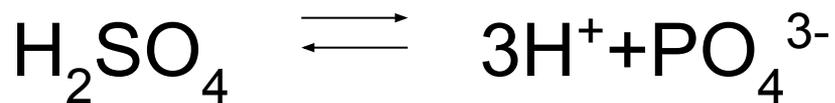
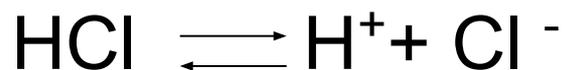
2. Взаимодействие раствора щелочи с раствором соли



Кислоты

Кислоты – это сложные вещества, молекулы которых состоят из атомов водорода и кислотных остатков.

При электролитической диссоциации кислот в водном растворе образуются катионы водорода и анион кислотного остатка



Физические свойства КИСЛОТ

- При обычных условиях кислоты могут быть жидкими и твердыми (борная, ортофосфорная, вольфрамовая)
- Кислоты – едкие жидкости (кроме кремневой), с кислым вкусом, без запаха, разъедают многие вещества, ткани.

Классификация кислот

Признаки классификации	Группы кислот	Примеры
Наличие кислорода в кислотном остатке	А) кислородные; Б) бескислородные	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) растворимые; Б) нерастворимые	А) HNO_3 , HCl ; Б) H_2SiO_3
Летучесть	А) летучие; Б) нелетучие	А) H_2S , HNO_3 Б) H_2SO_4 , H_3PO_4
Степень диссоциации	А) сильные; Б) слабые	А) HNO_3 , HCl ; Б) H_2SO_3 , H_2CO_3
Стабильность	А) стабильные; Б) нестабильные	А) H_2SO_4 , HCl Б) H_2SO_3 , H_2CO_3

Названия распространенных кислот

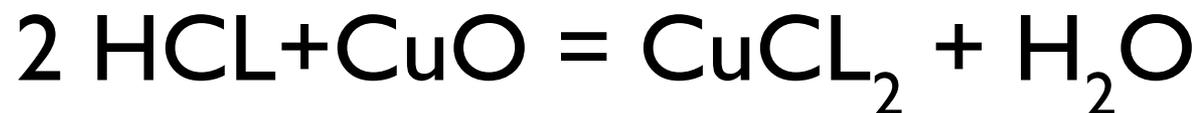
Формула	Название
HCl	Хлороводородная (соляная)
H_2S	Сероводородная
HBr	Бромоводородная
HNO_3	Азотная
HNO_2	Азотистая
H_2SO_4	Серная
H_2SO_3	Сернистая
H_2CO_3	Угльная
H_2SiO_3	Кремниевая
H_3PO_4	Фосфорная
HF	Фтороводородная (плавиковая)

Типичные реакции кислот

1. Кислота + основание = соль + вода

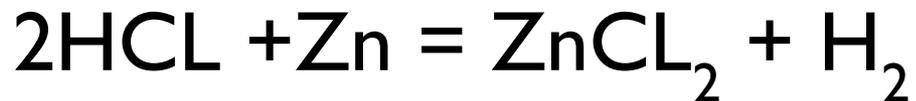


2. Кислота + оксид металла = соль + вода



Типичные реакции кислот

3. Кислота + металл = водород + соль

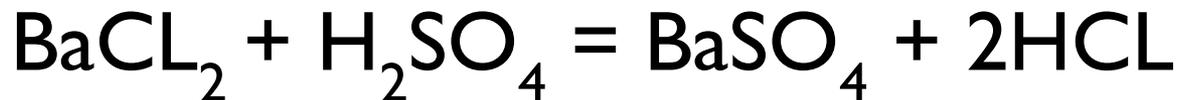


Условия: - в ряду напряжений металл должен стоять до водорода

- в результате реакции должна получиться растворимая соль

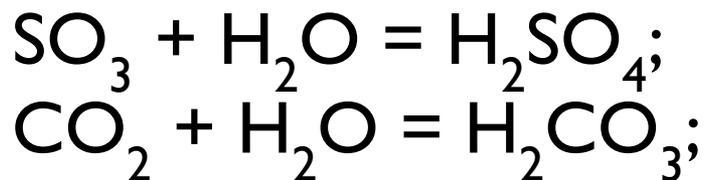
4. Кислота + соль = новая кислота + новая соль

Условия: - в результате реакции должны получиться газ, осадок или вода.



Способы получения кислот

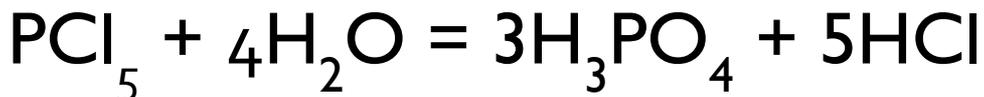
1. Взаимодействие кислотных оксидов с водой



2. Вытеснение более летучей кислоты из её соли менее летучей кислотой



3. Гидролиз галогенидов или солей



4. Из простых веществ (для бескислородных кислот)

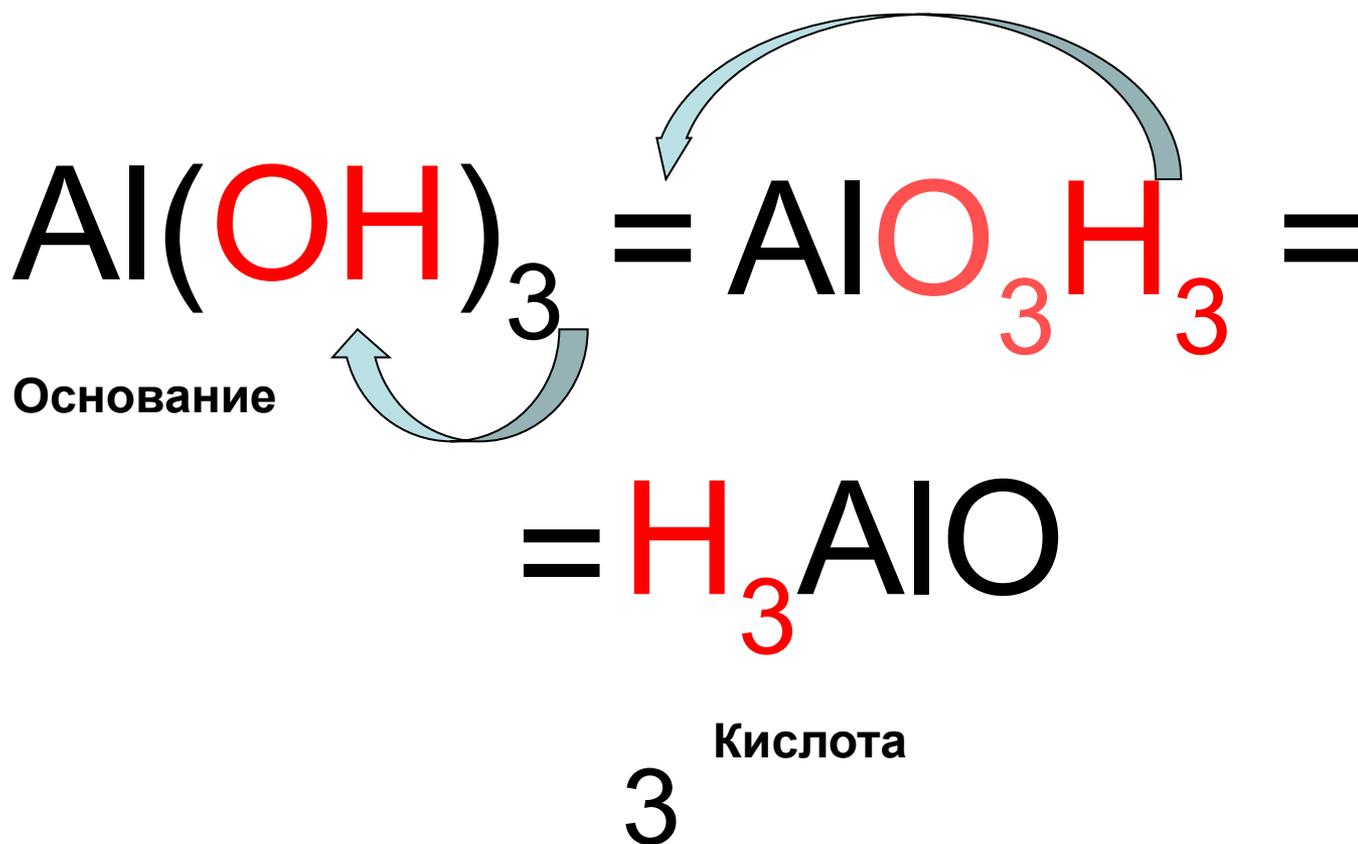


Амфотерные гидроксиды

Амфотерными называются гидроксиды, которые в зависимости от условий могут быть как донорами катионов водорода и проявлять кислотные свойства, так и их акцепторами, проявляя основные свойства.

Амфотерные гидроксиды

Гидроксид алюминия можно записать как основание и как кислоту

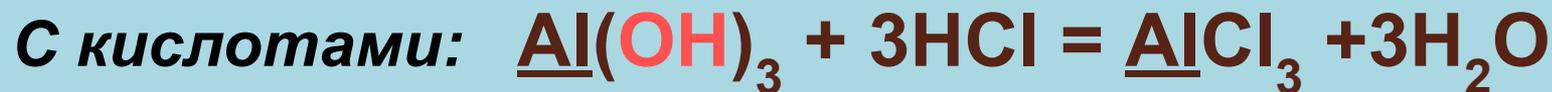


Некоторые гидроксиды с кисотно-основными свойствами:

элемент	Гидроксид-основание	Гидроксид-кислота
Be	$\text{Be}(\text{OH})_2$	H_2BeO_2
Zn	$\text{Zn}(\text{OH})_2$	H_2ZnO_2
Al	$\text{Al}(\text{OH})_3$	H_3AlO_3 - алюминивая кислота (ортоформа). HAlO_2 – метаалюминиевая кислота (метаформа)
Cr	$\text{Cr}(\text{OH})_3$	H_3CrO_3 -хромовая кислота (ортоформа) HCrO_2 - метахромовая кислота (метаформа)
Pb	$\text{Pb}(\text{OH})_4$ $\text{PbO}(\text{OH})_2$ ($\text{PbO} \cdot n\text{H}_2\text{O}$)	H_4PbO_4 – (ортоформа) H_2PbO_3 - (метаформа)

Химические свойства амфотерных гидроксидов

Основные свойства



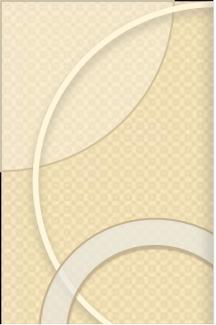
Хлорид алюминия

Кислотные свойства

С основаниями:



Алюминат натрия



Способы получения амфотерных гидроксидов

Осаждение разбавленной щёлочью из растворов солей соответствующего амфотерного элемента



Соли

Соли – это сложные вещества, состоящие из ионов металлов и кислотных остатков.



Соли образуются при замещении атомов водорода в кислоте на ионы металлов.

Например:



Номенклатура солей

**Название
Соли**

=

**Название
кислотного
остатка**

+

**Название
металла в
родительном
падеже**

Названия солей бескислородных кислот

- называем **неметалл** (латинское название) с суффиксом – **ид** (в им. падеже);
- **Металл** (в род. падеже).

NaCl – хлор**ид** натрия

Al₂S₃ – сульф**ид** алюминия

FeBr₂ – бром**ид** железа (**II**)

FeBr₃ – бром**ид** железа (**III**)

Названия солей кислородсодержащих кислот

- Называем **ион кислотного остатка** (в именительном падеже);

с суффиксами:

-ат для **высшей** степени окисления;

-ит для **низшей** степени окисления.;

- Называем **металл** (в родительном падеже).

Na_2SO_4 – сульф**ат** натрия

Na_2SO_3 - сульф**ит** натрия

$\text{Fe}(\text{NO}_2)_2$ – нитр**ит** железа (II)

$\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ – нитр**ат** железа (III)

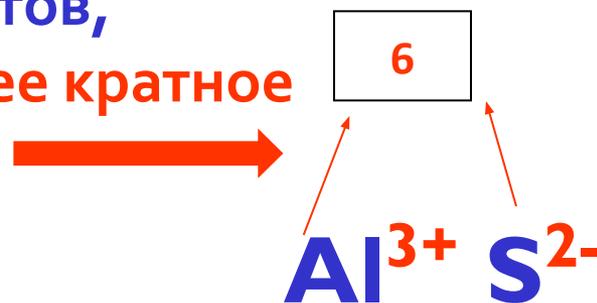
Номенклатура солей

- F^-
- Cl^-
- Br^-
- I^-
- S^{2-}
- SO_3^{2-}
- SO_4^{2-}
- CO_3^{2-}
- SiO_3^{2-}
- NO_3^-
- NO_2^-
- PO_4^{3-}
- PO_3^-
- ClO_4^-

$Na F$	Фторид натрия
$NaCl$	Хлорид натрия
$NaBr$	Бромид натрия
$Na I$	Иодид натрия
$Na_2 S$	Сульфид натрия
$Na_2 SO_3$	Сульфит натрия
$Na_2 SO_4$	Сульфат натрия
$Na_2 CO_3$	Карбонат натрия
$Na_2 SiO_3$	Силикат натрия
$Na NO_3$	Нитрат натрия
$Na NO_2$	Нитрит натрия
$Na_3 PO_4$	Ортофосфат натрия
$Na PO_3$	Метафосфат натрия
$NaClO_4$	Хлорат натрия

Алгоритм составления формулы соли бескислородной кислоты

Первое действие: записываем степени окисления элементов, находим **наименьшее общее кратное**

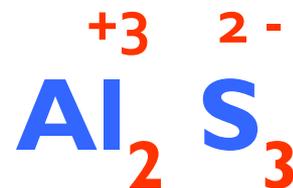


Второе действие: находим **индекс** алюминия

$$6 : 3 = 2$$

Третье действие: находим **индекс** серы

$$6 : 2 = 3$$



Алгоритм составления формулы соли кислородсодержащей кислоты

Первое действие: находим
наименьшее общее кратное



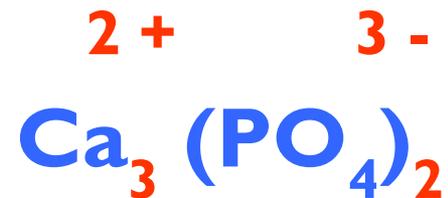
6

Второе действие: находим
индекс кальция

$$6 : 2 = 3$$

Третье действие: находим
индекс кислотного остатка

$$6 : 3 = 2$$



Физические свойства

Соли – кристаллические вещества, в основном белого цвета. Соли железа – желто - коричневого цвета. Соли меди – зеленовато-голубого цвета.

По растворимости в воде соли делят
(смотри таблицу растворимости):

Растворимы

е



Поваренная
соль

Малорастворимые



Безводный
гипс

Нерастворимые



Мел, мрамор,
известняк

Типы солей

Нормальные (средние) - это соли, в которых все атомы водорода соответствующей кислоты замещены на атомы металла.



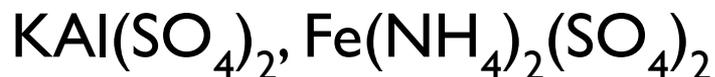
Кислые - это соли, в которых атомы водорода замещены только частично.



Основные - это соли, в которых группы OH соответствующего основания частично замещены на кислотные остатки.



Двойные (смешанные) - это соли, в которых содержится два разных катиона и один анион.



Комплексные - это соли, в состав которых входит комплексный ион.



Химические свойства

- *Соли реагируют с металлами* (исключения активные металлы: Li, Na, K, Ca, Ba - которые при обычных условиях реагируют с водой):



- *Соли реагируют с кислотами:*

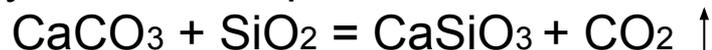


- Карбонаты, сульфиты *разлагаются при нагревании:*

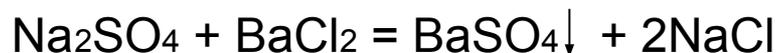


Химические свойства

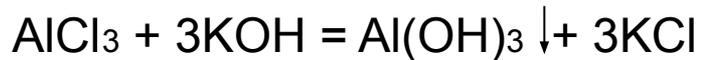
- Соли реагируют с некоторыми кислотными оксидами:



- Соли реагируют с другими солями с образованием новых нерастворимых солей:



- Соли реагируют с растворимыми основаниями с образованием нерастворимого основания:



Получение солей

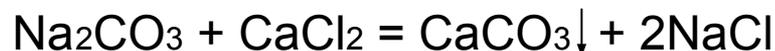
- Взаимодействие металлов и неметаллов:



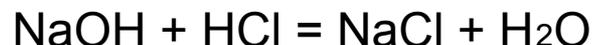
- Взаимодействие кислотных оксидов с основными и амфотерными оксидами:



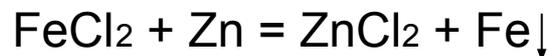
- Взаимодействие двух разных солей с образованием новой нерастворимой соли:



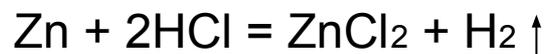
- Взаимодействие оснований и кислот:



- Взаимодействие более активного металла с солями:



- Действие кислот на металлы, стоящие в ряду напряжений металлов до H_2 :



Генетическая связь

Связь между классами неорганических соединений, основанная на получении веществ одного класса из веществ другого класса, называется генетической.

Генетическая связь между классами неорганических соединений



Генетическая связь отражается в генетических рядах. В состав любого генетического ряда входят вещества различных классов неорганических соединений.

Генетический ряд металла показывает:

Металл → Основной оксид → Соль → Основание
→ Новая соль.

Уравнения реакций к генетическому ряду кальция

$\text{Ca} \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3$:



Генетический ряд неметалла отражает такие превращения:

Неметалл → Кислотный оксид → Кислота → Соль.

Уравнения реакций к генетическому ряду углерода $C \rightarrow CO_2 \rightarrow H_2CO_3 \rightarrow CaCO_3$: