

НУО КАЗАХСТАНСКО-РОССИЙСКИЙ МЕДИЦИНСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ

КАФЕДРА МОЛЕКУЛЯРНОЙ БИОЛОГИИ С КУРСОМ ОБЩЕЙ ХИМИИ

Основные классы неорганических веществ

Лектор: Нугманова Айнур Алигажиевна,
старший преподаватель химии

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-];
```

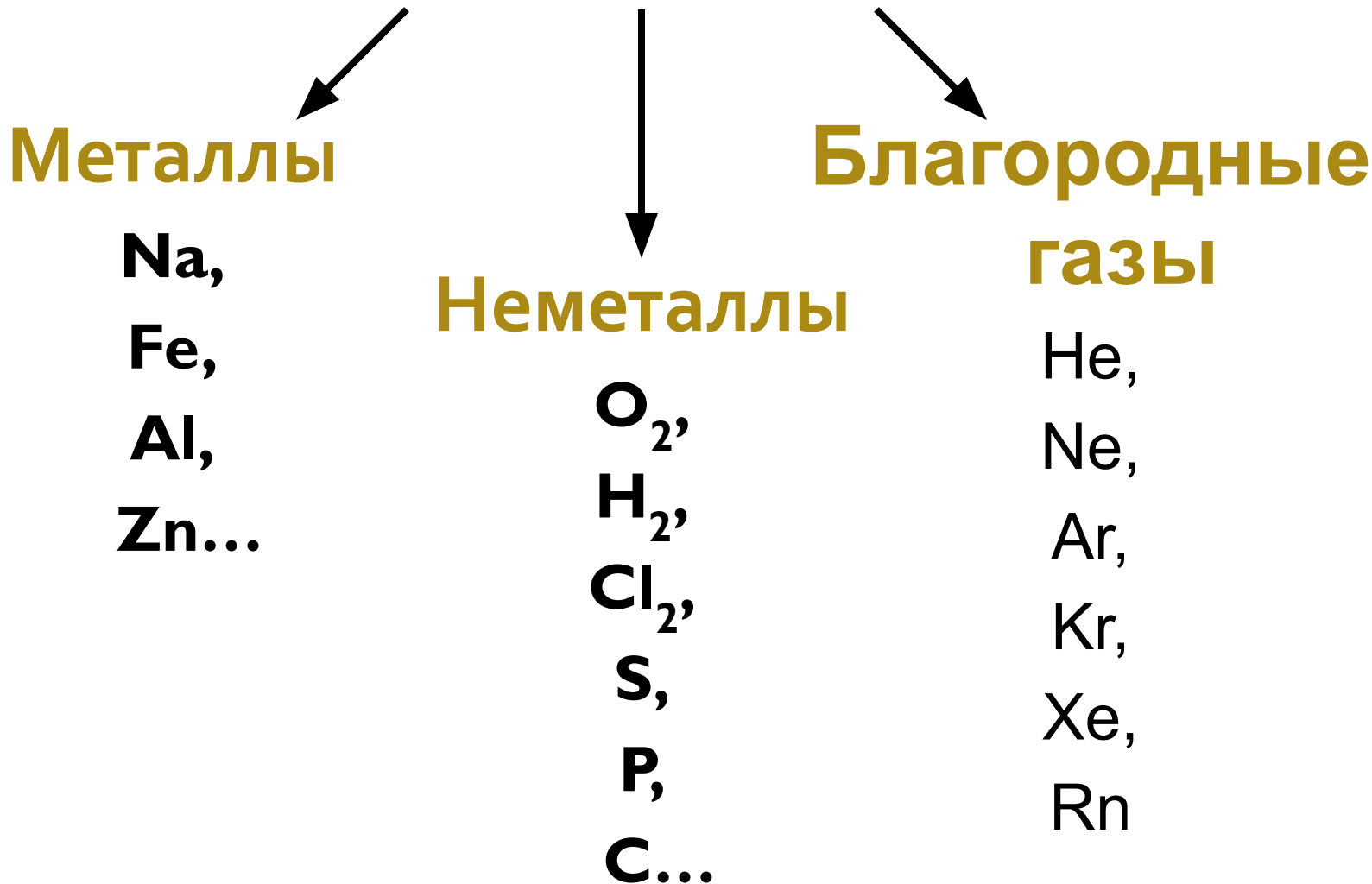
Простые-

состоят из атомов
одного химического
элемента.

Сложные-

состоят из атомов
разных элементов

Простые вещества



```
graph TD; A[Простые вещества] --> B[Металлы]; A --> C[Неметаллы]; A --> D[Благородные газы]; B --> B1[Na, Fe, Al, Zn...]; C --> C1[O2, H2, Cl2, S, P, C...]; D --> D1[He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn];
```

Металлы

Na,
Fe,
Al,
Zn...

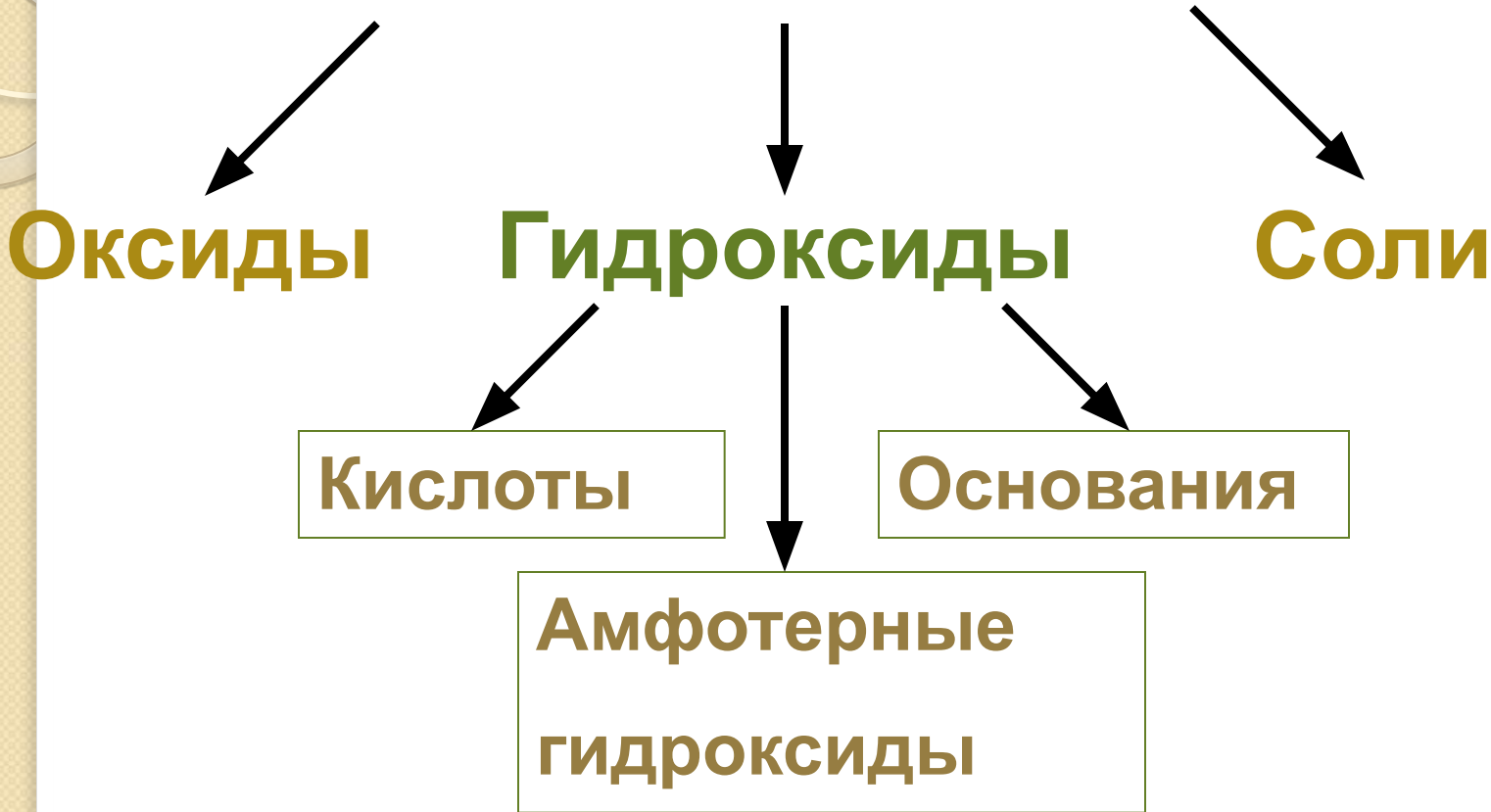
Неметаллы

O₂,
H₂,
Cl₂,
S,
P,
C...

Благородные газы

He,
Ne,
Ar,
Kr,
Xe,
Rn

Сложные вещества



```
graph TD; A[Сложные вещества] --> B[Оксиды]; A --> C[Гидроксиды]; A --> D[Соли]; C --> E[Кислоты]; C --> F[Основания]; C --> G[Амфотерные гидроксиды];
```

The diagram is a hierarchical flowchart. At the top is the title 'Сложные вещества' in dark red. Three arrows point down from it to 'Оксиды' (yellow), 'Гидроксиды' (green), and 'Соли' (yellow). From 'Гидроксиды', three arrows point down to 'Кислоты' (brown, in a box), 'Основания' (brown, in a box), and 'Амфотерные гидроксиды' (brown, in a box).

Оксиды

Гидроксиды

Соли

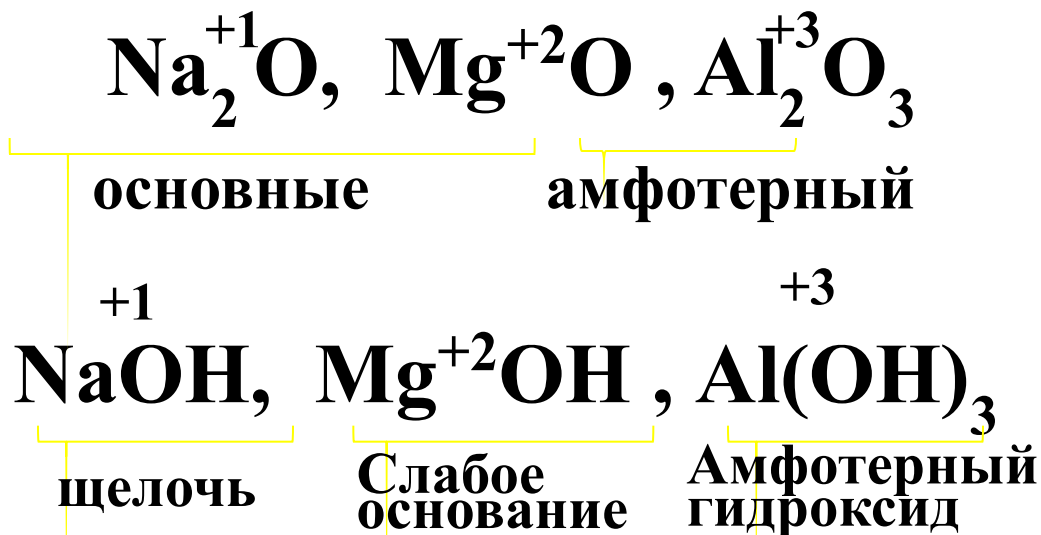
Кислоты

Основания

**Амфотерные
гидроксиды**

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

Оксиды металлов
(с.о. +1,+2)

CaO

соответствуют

Основания

$Ca(OH)_2$

Амфотерные

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

ZnO

соответствуют

Кислотные

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

P_2O_5

соответствуют

КИСЛОТЫ

$H_3 PO_4$

Оксиды

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

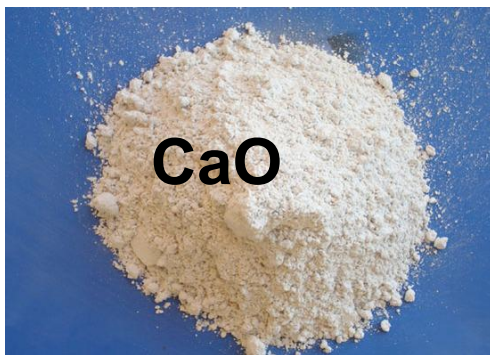
Солеобразующие оксиды — это оксиды, которые взаимодействуют с кислотами или со щелочами с образованием соли и воды. Им соответствуют гидроксиды, содержащие элемент в той же степени окисления.

Основные оксиды

Общая формула Me_2O , MeO

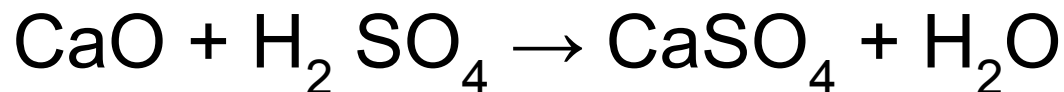
Физические свойства

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



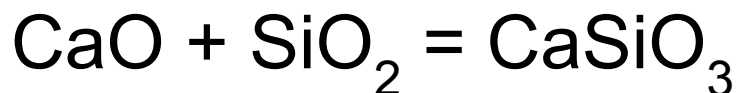
ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ОСНОВНЫХ ОКСИДОВ (О.О.)

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



2) О.О. + кислотный оксид = соль

(реакция соединения)

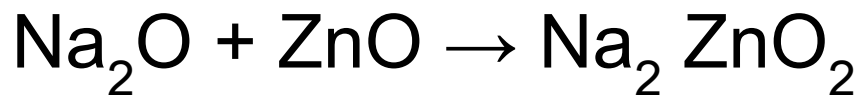


3) О.О.(раств) + вода = основание (щелочь)

(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.

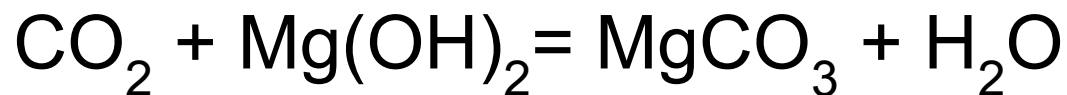
Имеют различный цвет.

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

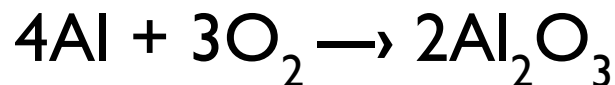
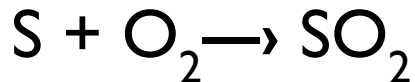
1. С кислотами: $\text{ZnO} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
2. С кислотными оксидами: $\text{ZnO} + \text{SiO}_2 = \text{ZnSiO}_3$
цинка силикат

Кислотные свойства

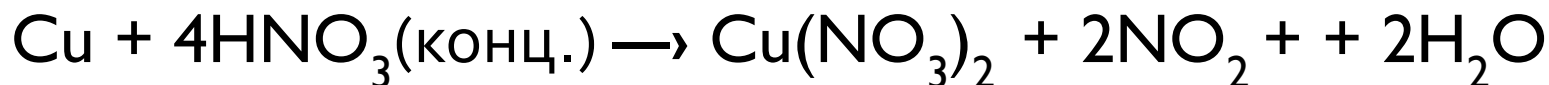
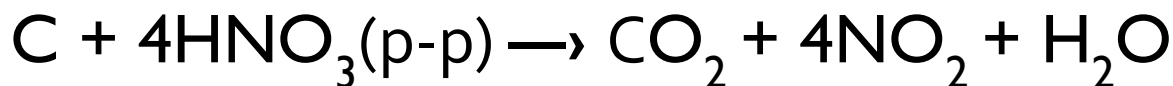
1. С основаниями: $\text{ZnO} + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
цинкат натрия
2. С основными оксидами: $\text{ZnO} + \text{MgO} = \text{MgZnO}_2$

Способы получения оксидов

1) Взаимодействие простых веществ с кислородом.



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



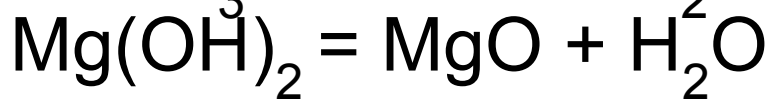
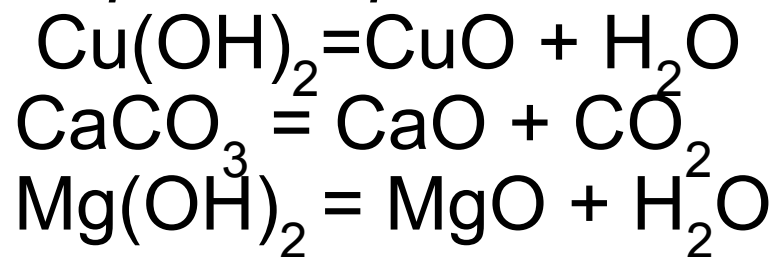
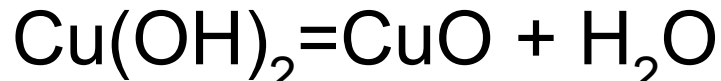
3) Горение

- сложных веществ: $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 = \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
- простых веществ: $2\text{Mg} + \text{O}_2 = 2\text{MgO}$

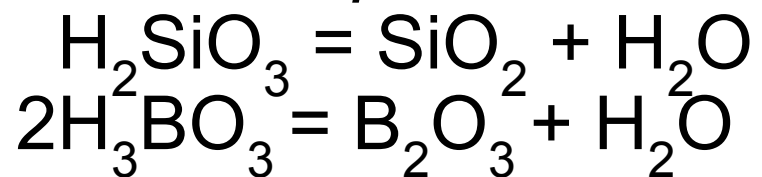
Способы получения оксидов

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

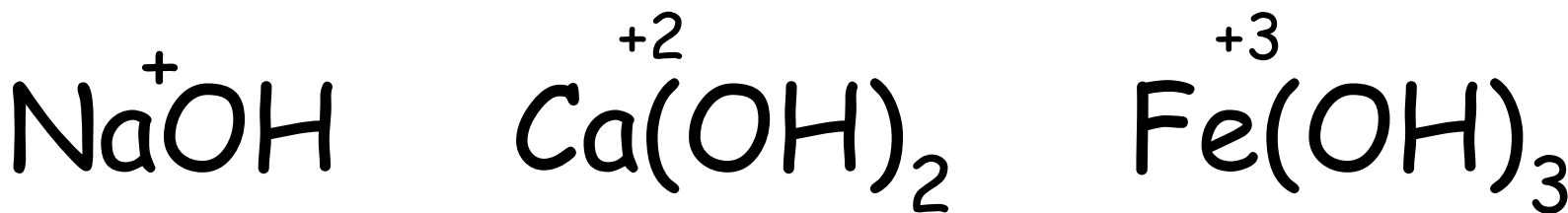
H_2SO_4 , HClO_4 ,
 H_2WO_4 , H_2CO_3

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 **ОН** и в то же время заряд иона металла



Называем: **гидроксид** металла

Классификация оснований

ОСНОВАНИЯ

по числу
гидроксильных
групп

1.

Однокислотные



2.

Двухкислотные



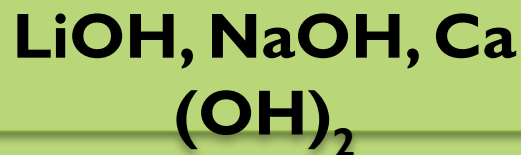
3.

Трехкислотные



по растворимости
в воде

1. Растворимые, или
щелочи



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

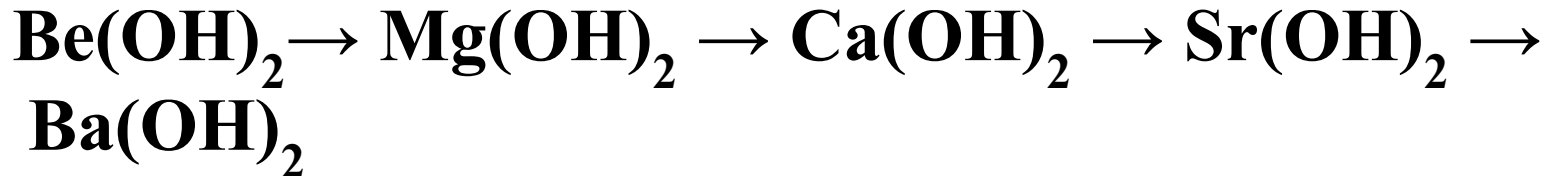


Основные свойства усиливаются в ряду:



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

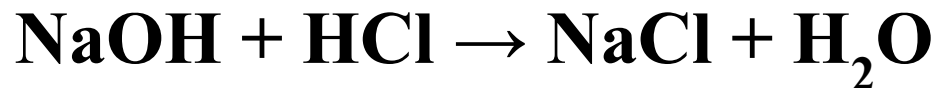
1. Изменяют цвет индикаторов:

Лакмус – на синий

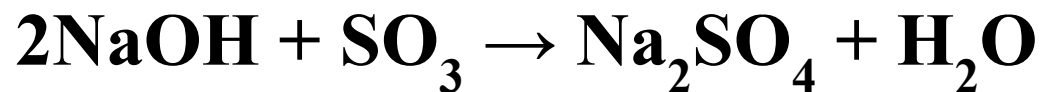
Фенолфталеин – на малиновый

Метил-оранж – на желтый

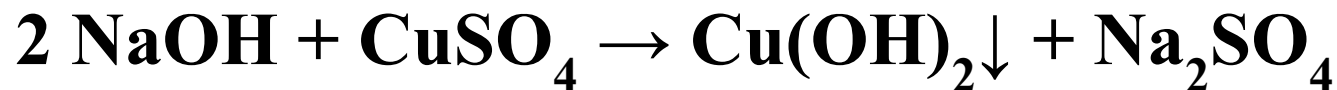
2. Взаимодействуют со всеми кислотами (*реакция нейтрализации*)



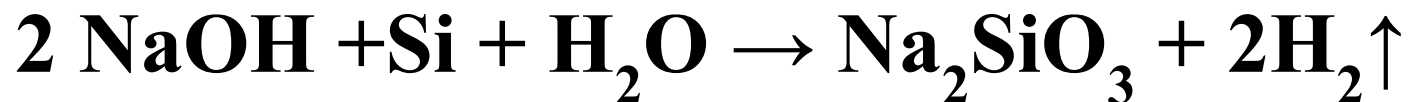
3. Взаимодействуют с кислотными оксидами.



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



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

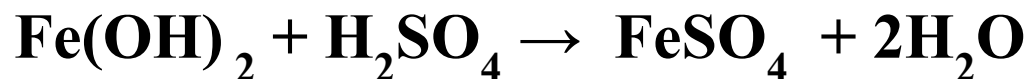


6. Взаимодействуют с амфотерными гидроксидами

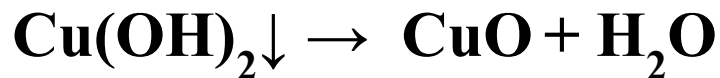


Химические свойства нерастворимых оснований

1. Взаимодействуют с кислотами (*реакция нейтрализации*)

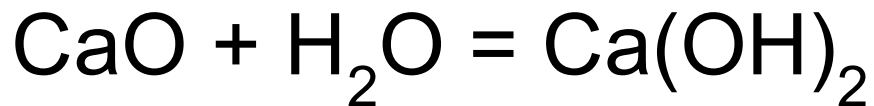
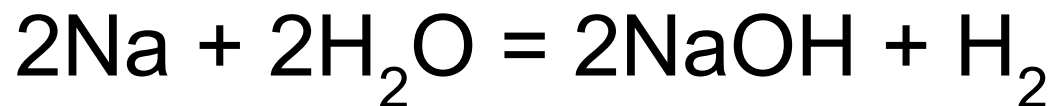


2. Разложение при нагревании. Нерастворимые основания при нагревании разлагаются на основной оксид и воду: t°



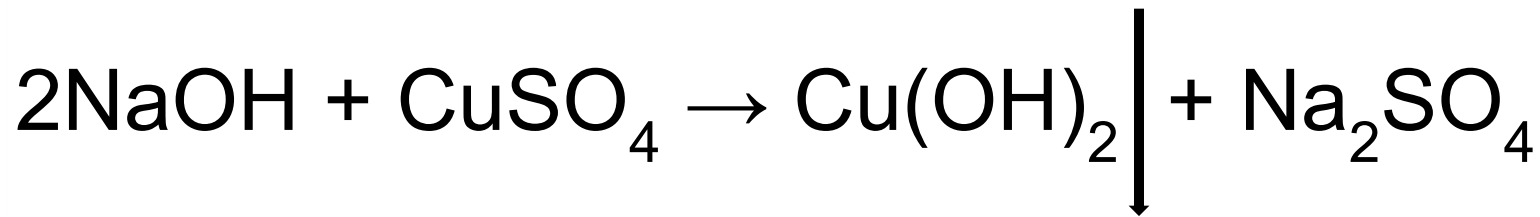
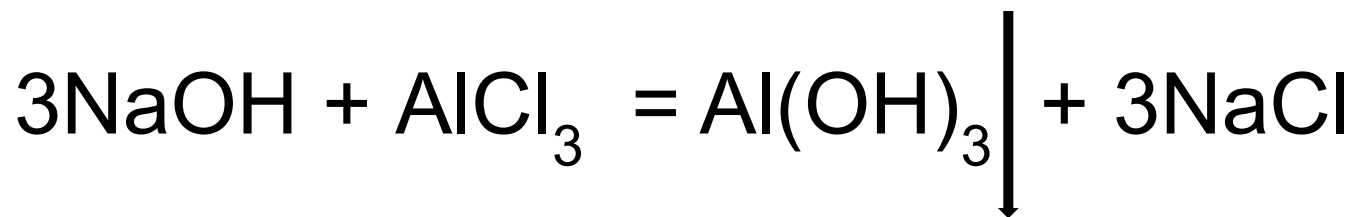
Способы получения растворимых оснований (щелочей)

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



Способы получения нерастворимых оснований

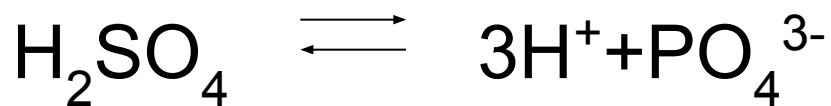
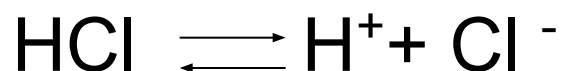
2. Взаимодействие раствора щелочи с раствором соли



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

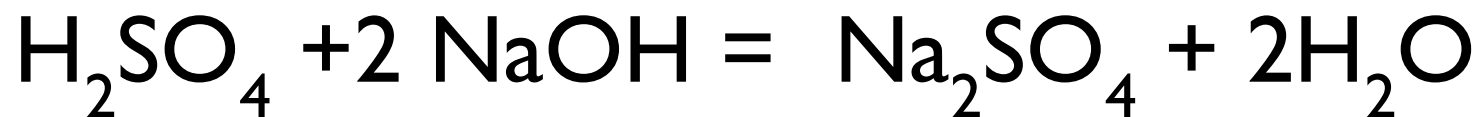
Признаки классификации	Группы кислот	Примеры
Наличие кислорода в кислотном остатке	А) кислородные; Б) бескислородные	А) H_3PO_4 , H_2SO_4 ; Б) HBr , H_2S
Основность	А) одноосновные; Б) многоосновные	А) HNO_3 , HCl ; Б) H_2SO_4 , H_3PO_4
Растворимость в воде	А) растворимые; Б) нерастворимые	А) HNO_3 , 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

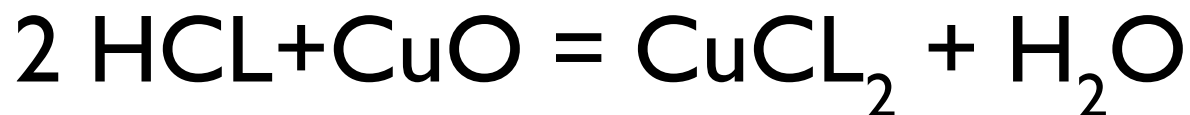
Формула	Название
HCL	Хлороводородная (соляная)
H ₂ S	Сероводородная
HBr	Бромоводородная
HNO ₃	Азотная
HNO ₂	Азотистая
H ₂ SO ₄	Серная
H ₂ SO ₃	Сернистая
H ₂ CO ₃	Угльная
H ₂ SiO ₃	Кремниевая
H ₃ PO ₄	Фосфорная
HF	Фтороводородная (плавиковая)

Типичные реакции кислот

1. Кислота + основание = соль + вода

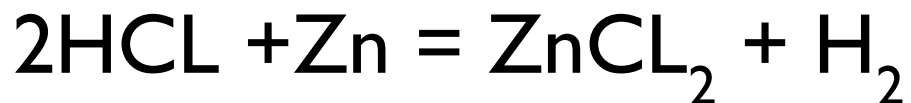


2. Кислота + оксид металла = соль + вода



Типичные реакции кислот

3. Кислота + металл = водород + соль

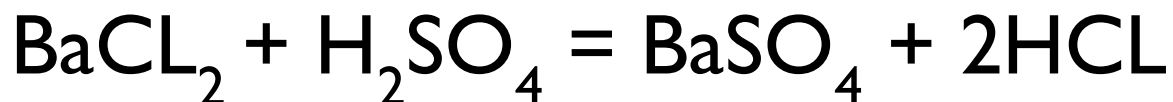


Условия: - в ряду напряжений металл должен стоять до водорода

- в результате реакции должна получиться растворимая соль

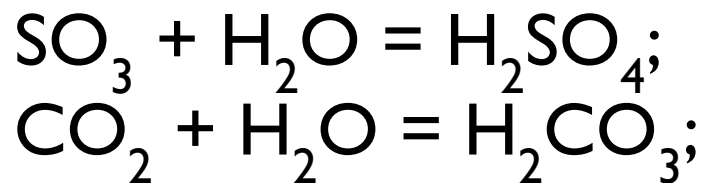
4. Кислота + соль = новая кислота + новая соль

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



Способы получения кислот

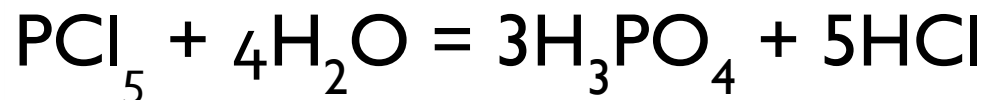
1. Взаимодействие кислотных оксидов с водой



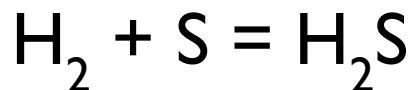
2. Вытеснение более летучей кислоты из её соли менее летучей кислотой



3. Гидролиз галогенидов или солей



4. Из простых веществ (для бескислородных кислот)

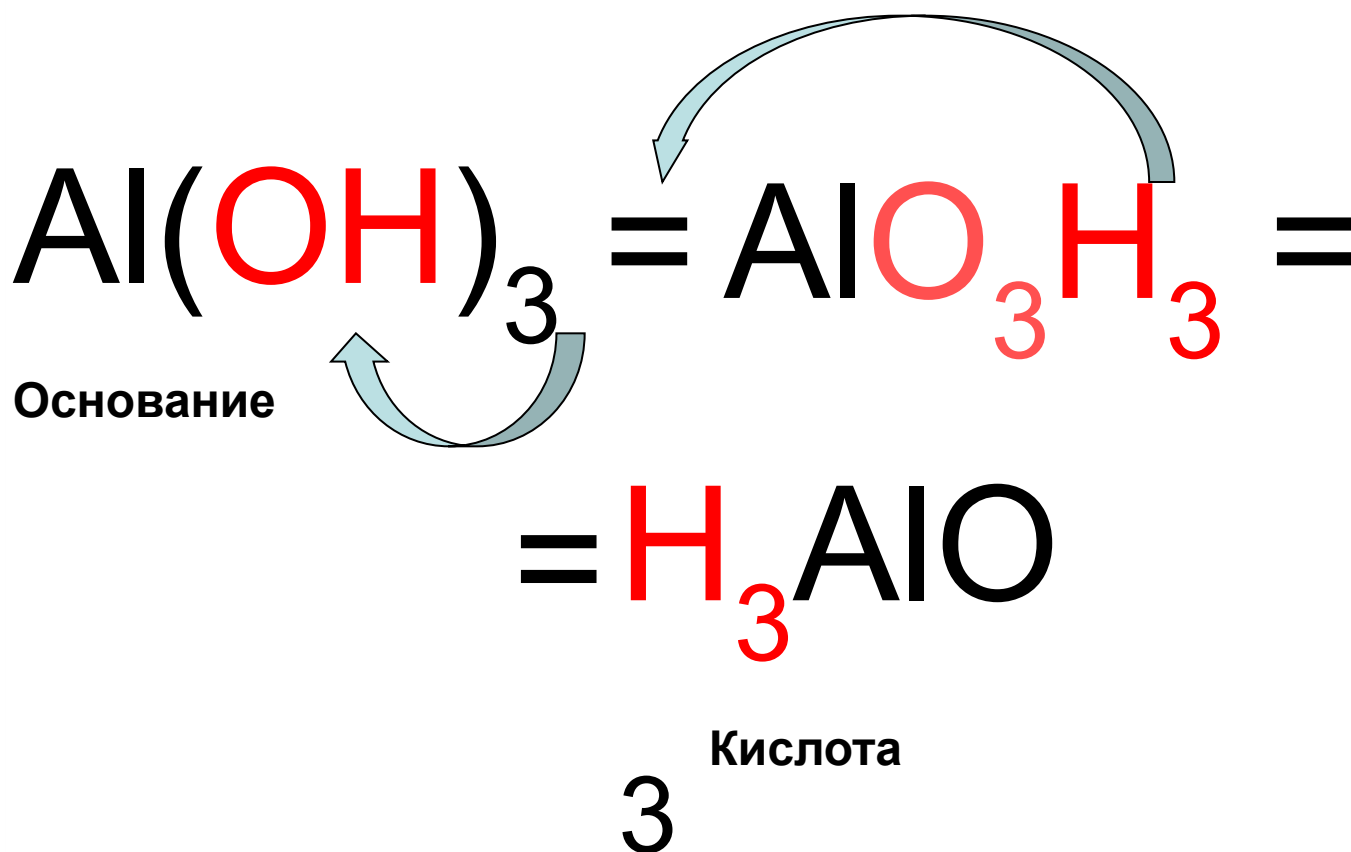


Амфотерные гидроксиды

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

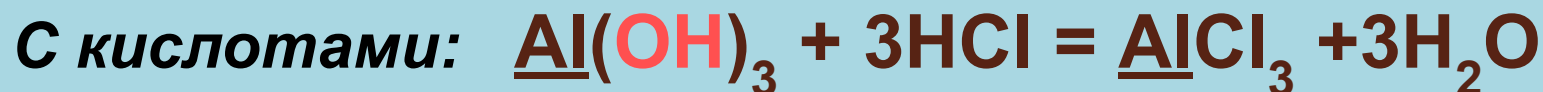


Некоторые гидроксиды с кисотно-основными свойствами:

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

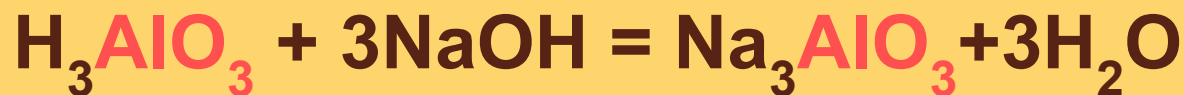
Основные свойства



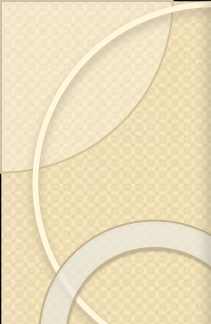
Хлорид алюминия

Кислотные свойства

С основаниями:

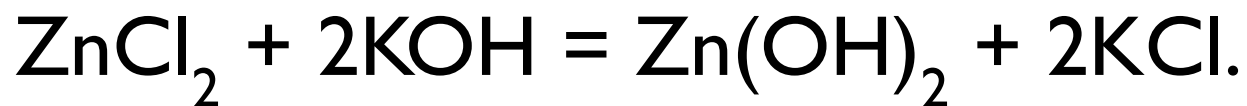


Алюминат натрия



Способы получения амфотерных гидроксидов

Осаждение разбавленной щёлочью из растворов солей соответствующего амфотерного элемента



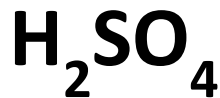
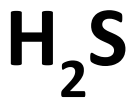
Соли

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)

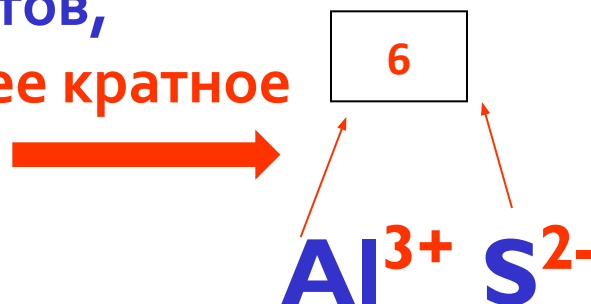
Номенклатура солей

- 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**

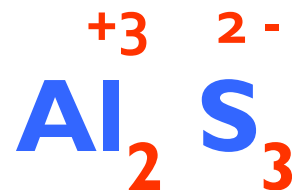


Второе действие: находим **индекс** алюминия

$$6 : 3 = 2$$

Третье действие: находим **индекс** серы

$$6 : 2 = 3$$



Алгоритм составления формулы соли кислородсодержащей кислоты

Первое действие: находим
наименьшее общее кратное

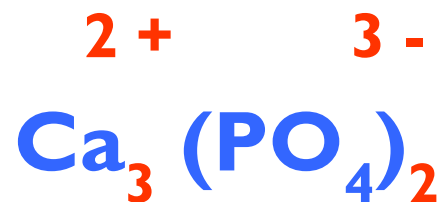


Второе действие: находим
индекс кальция

$$6 : 2 = 3$$

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

NaCl

**Поваренная
соль**

**Малораство
римые**

CaSO₄

**Безводный
гипс**

**Нерастворим
ые**

CaCO₃

**Мел, мрамор,
известняк**

Типы солей

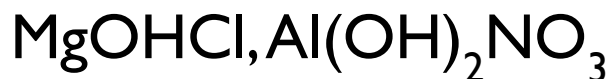
Нормальные (средние) - это соли, в которых все атомы водорода соответствующей кислоты замещены на атомы металла.



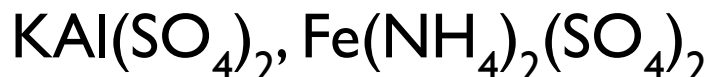
Кислые - это соли, в которых атомы водорода замещены только частично.



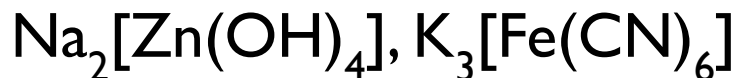
Основные - это соли, в которых группы OH соответствующего основания частично замещены на кислотные остатки.



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

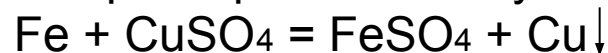


Комплексные - это соли, в состав которых входит комплексный ион.



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:*

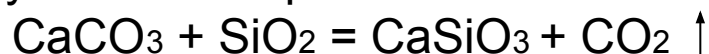


- Карбонаты, сульфиты *разлагаются при нагревании:*

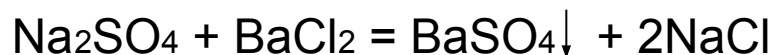


Химические свойства

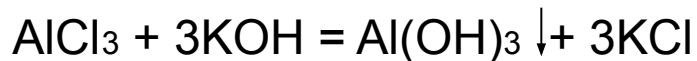
- Соли реагируют с некоторыми кислотными оксидами:



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



- Соли реагируют с растворимыми основаниями с образованием нерастворимого основания:

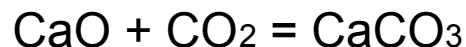


Получение солей

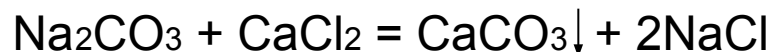
- Взаимодействие металлов и неметаллов:



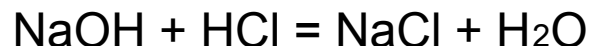
- Взаимодействие кислотных оксидов с основными и амфотерными оксидами:



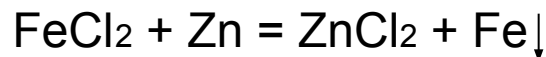
- Взаимодействие двух разных солей с образованием новой нерастворимой соли:



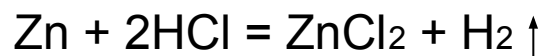
- Взаимодействие оснований и кислот:



- Взаимодействие более активного металла с солями:



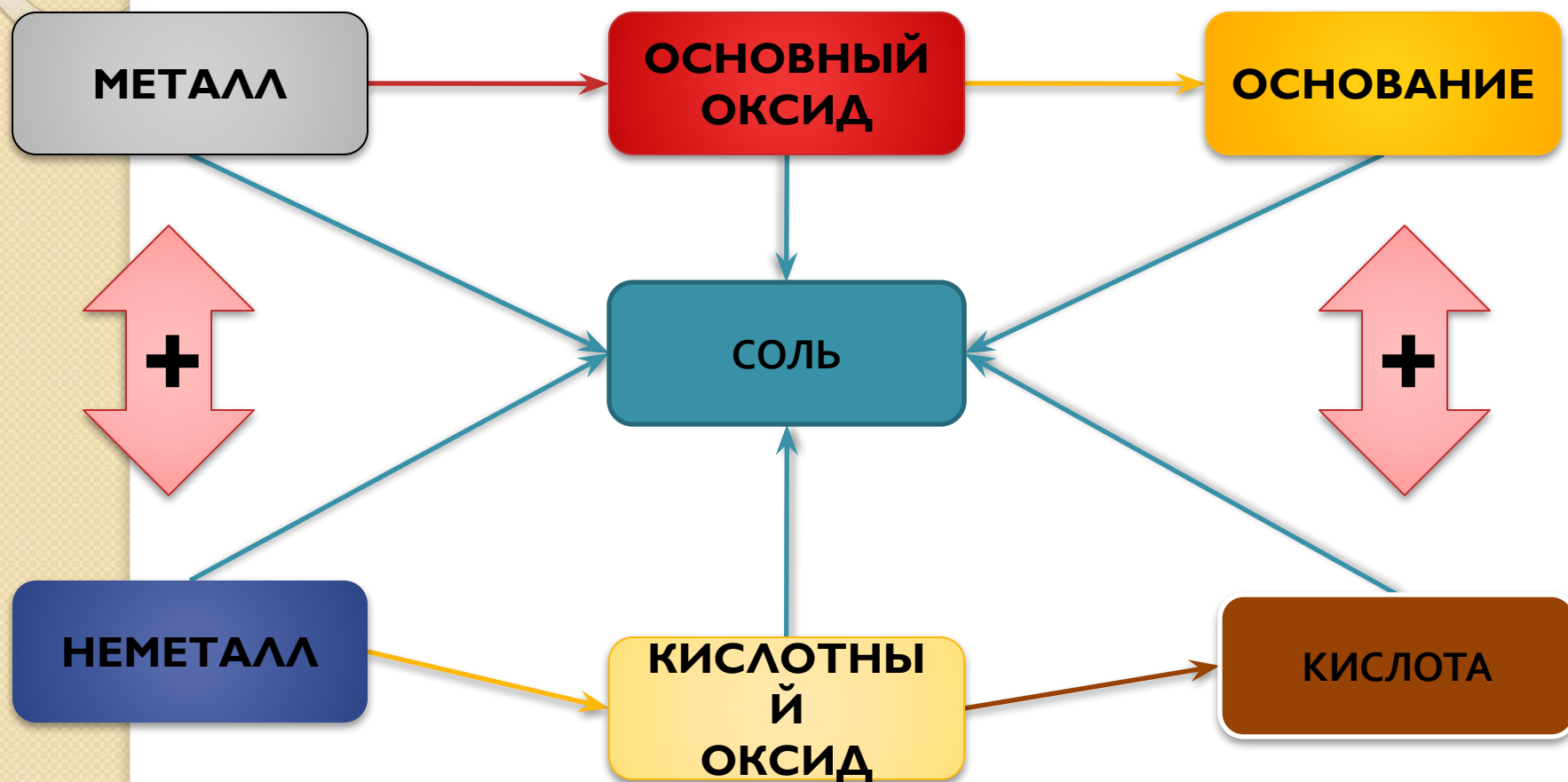
- Действие кислот на металлы, стоящие в ряду напряжений металлов до H_2 :



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



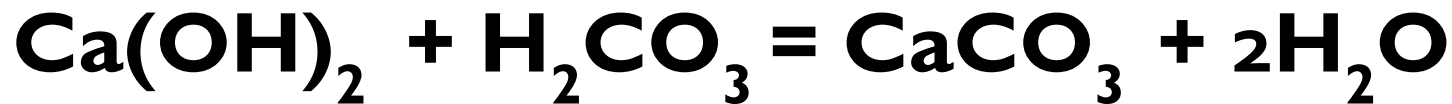
Генетическая связь отражается в генетических рядах. В состав любого генетического ряда входят вещества различных классов неорганических соединений.

Генетический ряд металла показывает:

Металл $\rightarrow$ Основной оксид $\rightarrow$ Соль $\rightarrow$ Основание $\rightarrow$ Новая соль.

Уравнения реакций к генетическому кальция

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



Генетический ряд неметалла отражает такие превращения:

Неметалл $\rightarrow$ Кислотный оксид $\rightarrow$ Кислота $\rightarrow$ Соль.

Уравнения реакций к генетическому ряду углерода $\text{C} \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CaCO}_3$:

СПАСИБО ЗА ВНИМАНИЕ!

