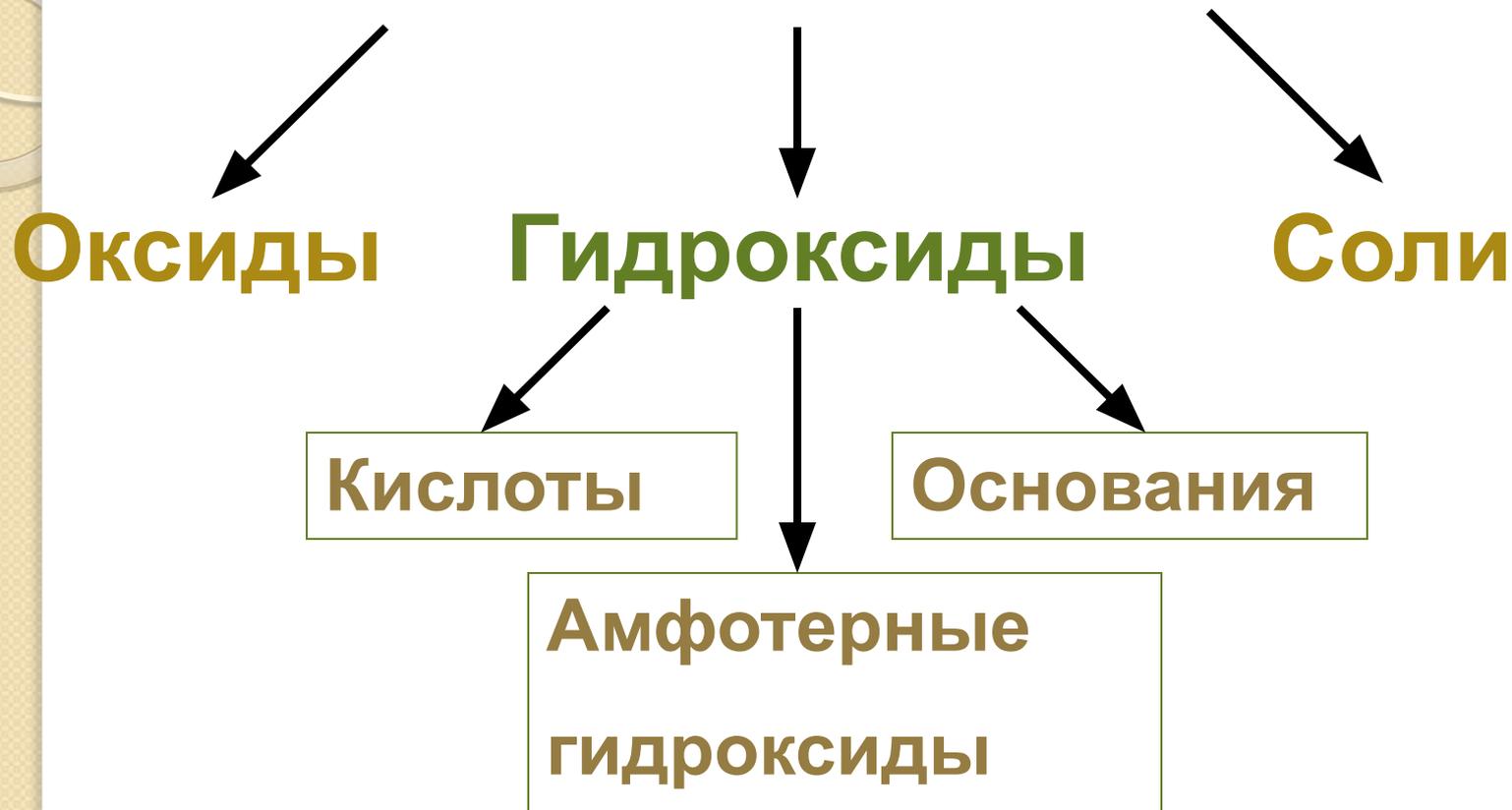


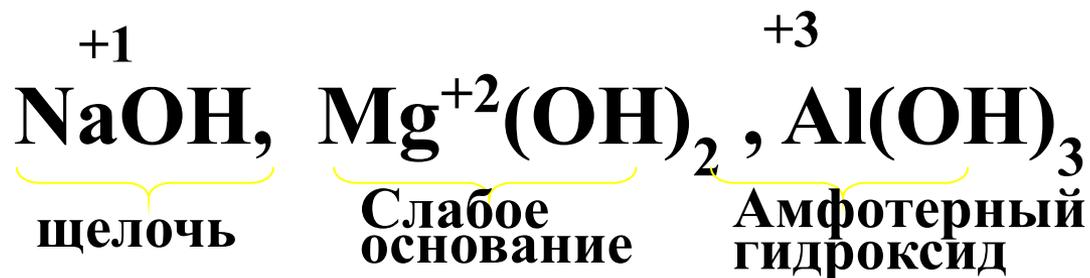
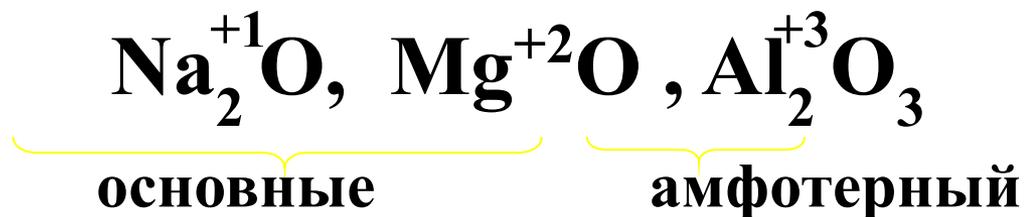
**Классы
неорганических
веществ
ГИДРОКСИДЫ**

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.**

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)_2 ,
 Cu(OH)_2 ,
 NaOH

**Амфотерные
гидроксиды**

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

Кислоты

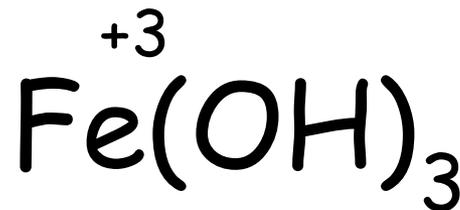
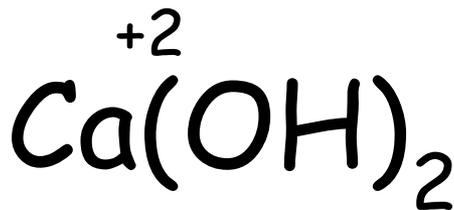
H_2SO_4 , HClO_4 ,
 H_3PO_4 , H_2CO_3

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



по растворимости
в воде



1. Растворимые, или

щелочи

**LiOH, NaOH, Ca
(OH)₂**



**2. Практически
нерастворимые или
малорастворимые
Fe(OH)₂, Cr(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

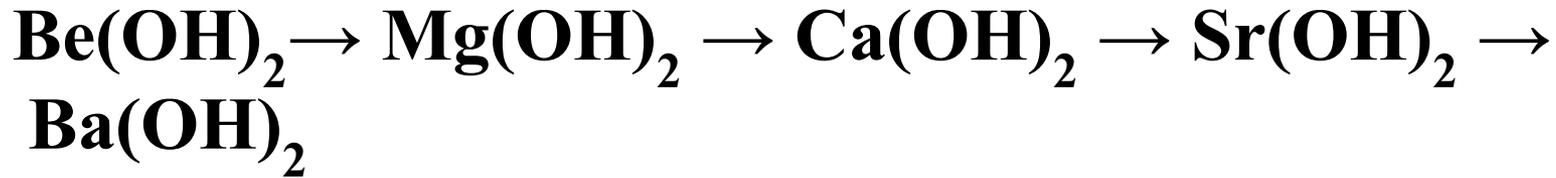


Основные свойства усиливаются в ряду:



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

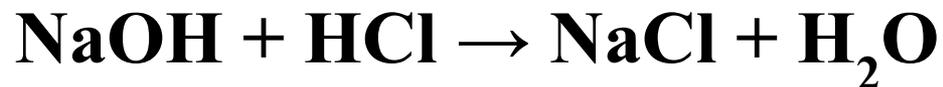
1. Изменяют цвет индикаторов:

Лакмус – на синий

Фенолфталеин – на малиновый

Метилоранж – на желтый

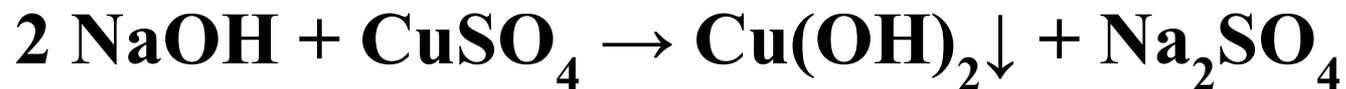
2. Взаимодействуют со всеми кислотами (*реакция нейтрализации*)



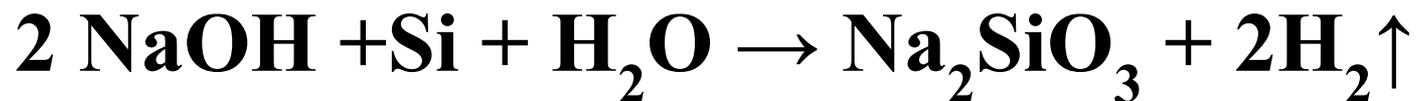
3. Взаимодействуют с кислотными оксидами.



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



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

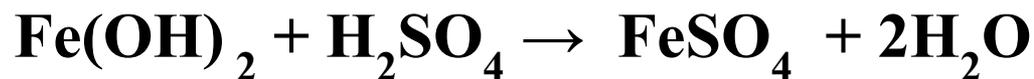


6. Взаимодействуют с амфотерными гидроксидами

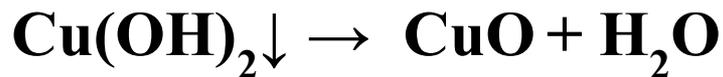


Химические свойства нерастворимых оснований

1. Взаимодействуют с кислотами (*реакция нейтрализации*)

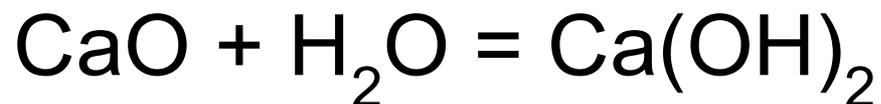
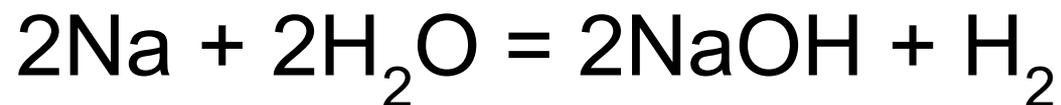


2. Разложение при нагревании. Нерастворимые основания при нагревании разлагаются на основной оксид и воду: t°



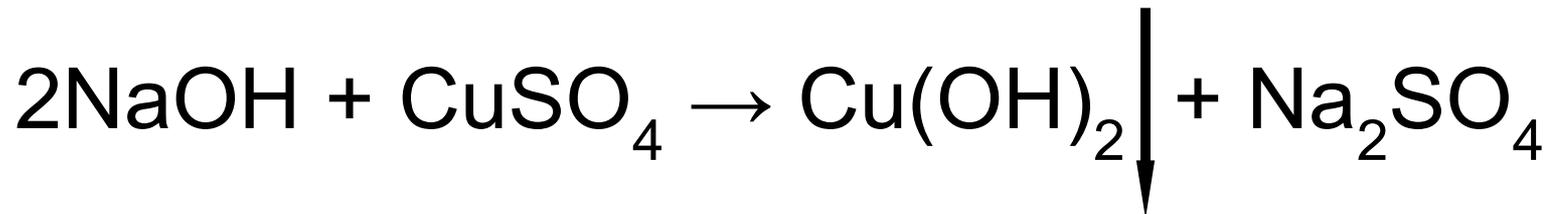
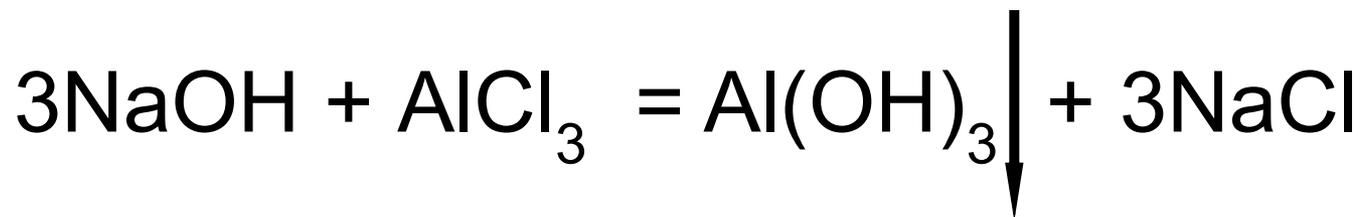
Способы получения растворимых оснований (щелочей)

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



Способы получения нерастворимых оснований

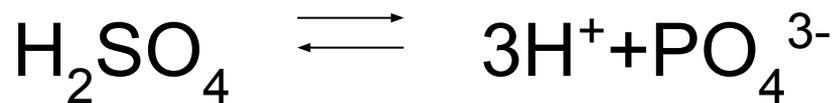
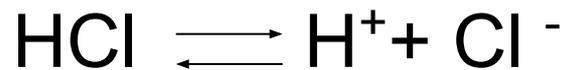
2. Взаимодействие раствора щелочи с раствором соли



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

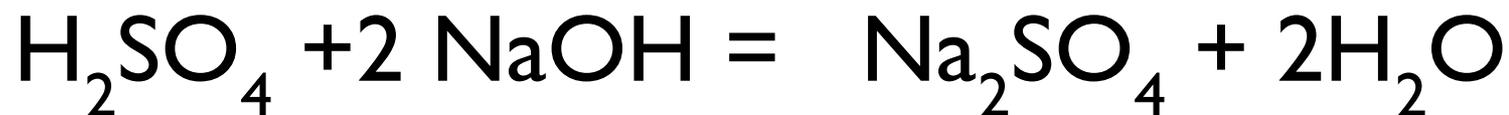
Признаки классификации	Группы кислот	Примеры
Наличие кислорода в кислотном остатке	А) кислородные; Б) бескислородные	А) H_3PO_4 , H_2SO_4 ; Б) HBr , H_2S
Основность	А) одноосновные; Б) многоосновные	А) HNO_3 , HCl ; Б) H_2SO_4 , H_3PO_4
Растворимость в воде	А) растворимые; Б) нерастворимые	А) HNO_3 ,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

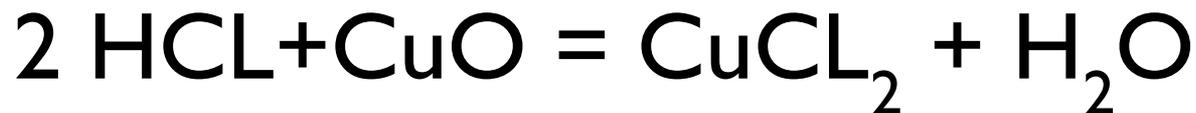
Формула	Название
HCl	Хлороводородная (соляная)
H ₂ S	Сероводородная
HBr	Бромоводородная
HNO ₃	Азотная
HNO ₂	Азотистая
H ₂ SO ₄	Серная
H ₂ SO ₃	Сернистая
H ₂ CO ₃	Угльная
H ₂ SiO ₃	Кремниевая
H ₃ PO ₄	Фосфорная
HF	Фтороводородная (плавиковая)

Типичные реакции кислот

1. Кислота + основание = соль + вода

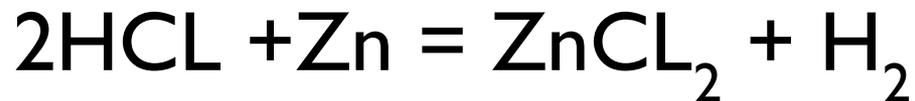


2. Кислота + оксид металла = соль + вода



Типичные реакции кислот

3. Кислота + металл = водород + соль

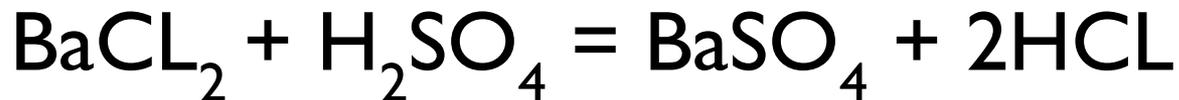


Условия: - в ряду напряжений металл должен стоять до водорода

- в результате реакции должна получиться растворимая соль

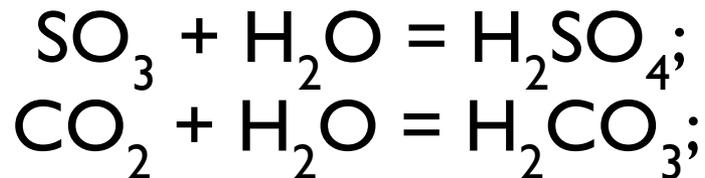
4. Кислота + соль = новая кислота + новая соль

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



Способы получения кислот

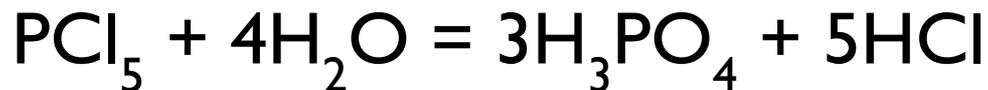
1. Взаимодействие кислотных оксидов с водой



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



3. Гидролиз галогенидов или солей



4. Из простых веществ (для бескислородных кислот)

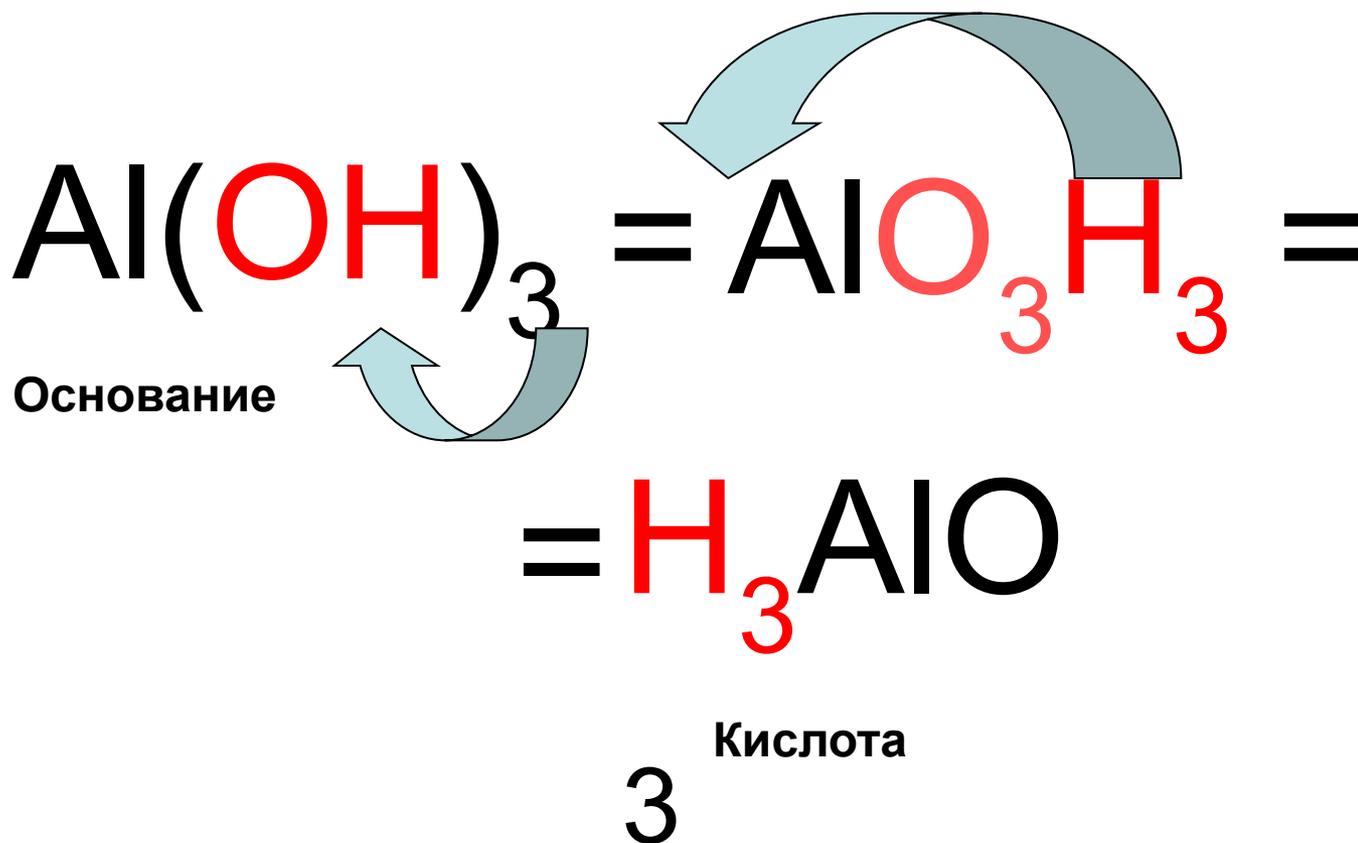


Амфотерные гидроксиды

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

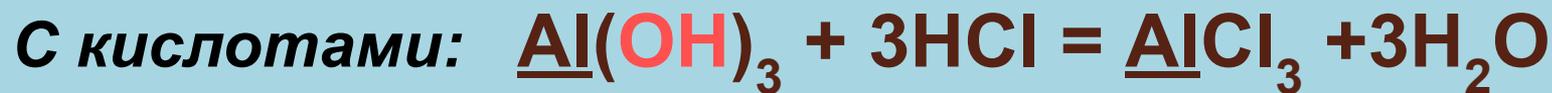


Некоторые гидроксиды с кисотно-основными свойствами:

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:

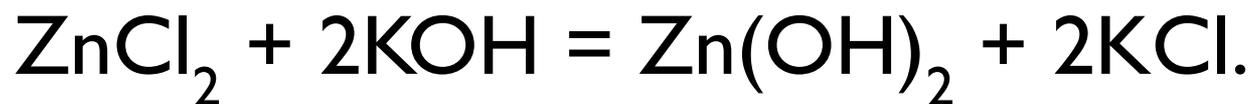


Алюминат натрия



Способы получения амфотерных гидроксидов

Осаждение разбавленной щёлочью из растворов солей соответствующего амфотерного элемента



Контрольные задания

1. Из предложенного перечня веществ выберите формулы

гидроксидов, распределите их по классам и дайте им

названия: H_2SO_3 , CaSO_4 , H_3PO_4 , $\text{Mg}(\text{OH})_2$, NO_2 , HCl ,
 $\text{Al}(\text{OH})_3$, CuO , HNO_3 , ZnO , NaOH , NaBr , $\text{Be}(\text{OH})_2$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$,
 Fe_2O_3 , MgO , KNO_3 , KOH , $\text{Zn}(\text{OH})_2$, MnO , H_2SiO_3 , MgCl_2 ,
 $\text{Ba}(\text{OH})_2$, BeO , H_2CO_3 , Mn_2O_7 , $\text{Fe}(\text{OH})_2$, NO , $\text{Fe}(\text{OH})_3$, FeO .

ГИДРОКСИДЫ

ОСНОВАНИЯ

АМФОТЕРНЫЕ

КИСЛОТЫ

ЩЁЛОЧИ

НЕРАСТВОРИМЫЕ

2. Запишите **3** уравнения реакций, подтверждающих химические свойства данных гидроксидов, с веществами из задания №1 в молекулярном и ионном виде..

СПАСИБО ЗА ВНИМАНИЕ!

