

Лекция 1

Классы неорганических веществ

Доцент, кандидат химических наук
Бурчаков Александр Владимирович

3 тетради:

Лекции – 96 листов

Лабораторные работы – 48 листов

Домашние работы – 12-18 листов

Курс лекций (9 лекций):

- 1.«Классы неорганических соединений»
- 2.Продолжение темы «Классы неорганических соединений» + тема «Химический эквивалент» (Основные законы химии)
- 3.«Электролитическая диссоциация, рН раствора, реакции ионного обмена, гидролиз солей»
- 4.«Энергетика химических реакций»
- 5.«Скорость (кинетика) химических реакций»
- 6.«Окислительно-восстановительные реакции (ОВР)»
- 7.«Электрохимия» (Гальванический элемент+электролиз)
- 8.«Коррозия металлов»
- 9.«Металлы» (самостоятельное изучение)

Из курса выпадают темы «Строение атома», «Химическая связь и комплексные соединения» и «Жесткость воды».

Литература:

1. И.К. Гаркушин, Н.И. Лисов, А.В. Немков. Общая химия.
2. Н.Л. Глинка. Общая химия.
3. Я.А. Угай. Общая и неорганическая химия. М.: ВШ, 1997 г.
4. Карапетьянц М.Х., Дракин С.И. Общая и неорганическая химия. М.: Химия.
5. Коровин Н.В. Общая химия.
6. Глинка Н.Л. Задачник по общей и неорганической химии.
7. О.В. Лаврентьева, И.К. Гаркушин, О.Ю. Калмыкова.
Справ. по общей и неорганической химии.
8. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия, 2001 г.
9. Стёпин Б.Д., Цветков А.А. Неорганическая химия, 1994 г.
10. Общая и неорганическая химия: учебное пособие / под ред. В.В. Денисова, В.М. Таланова.- Ростов-н/Д : Феникс, 2013 . -573 с. – (Высшее образование)

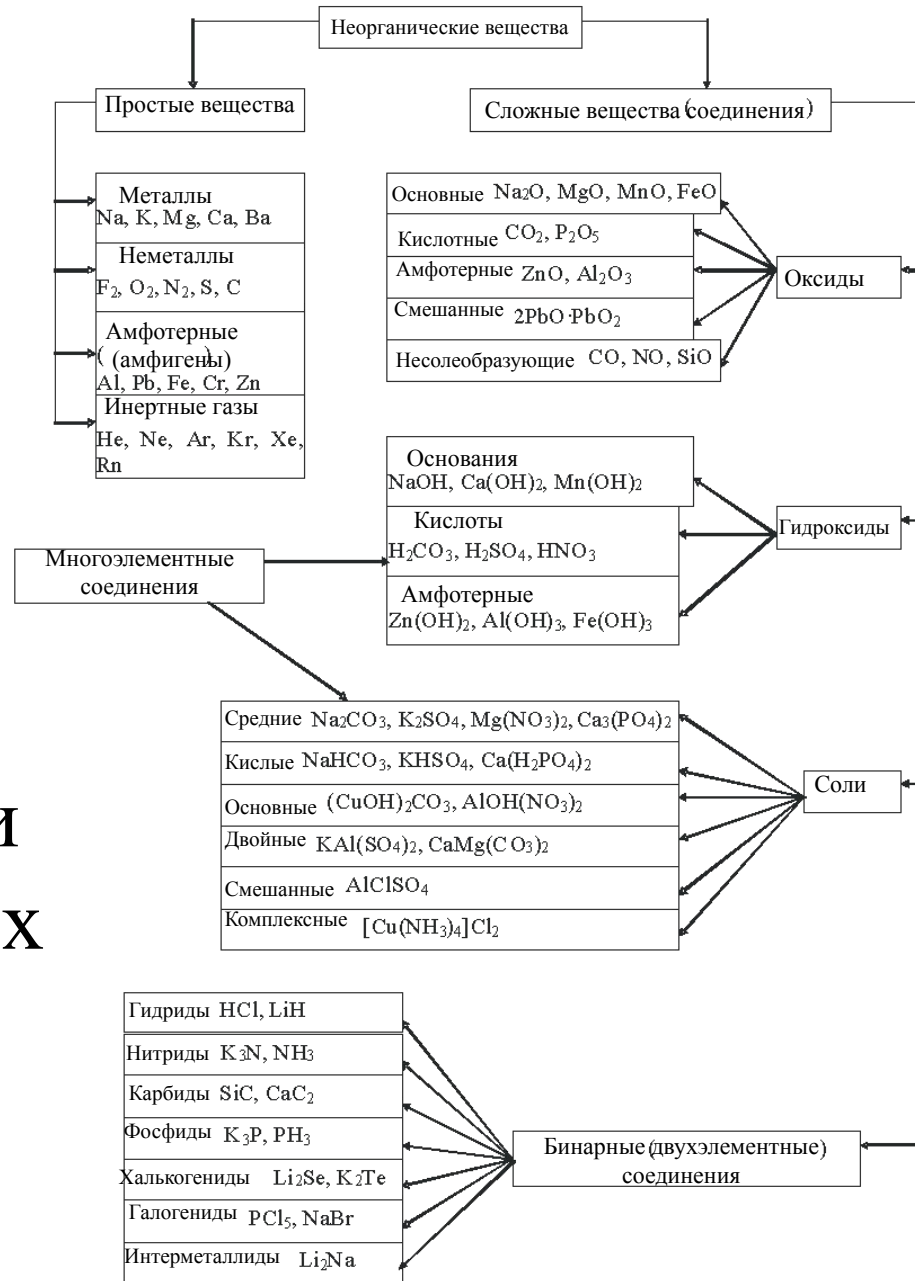


Схема классификации неорганических соединений

Неорганические вещества

Простые вещества

Сложные вещества
(соединения)

Металлы Na, K, Mg, Ca, Ba

Неметаллы S, Cl₂, O₂, N₂

Амфотерные(амфигены) Al, Pb, Fe, Cr, Zn

Инертные газы He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn

Оксиды

Классификация

Солеобразующие

-основные (о.о.)

-кислотные (к.о.)

-амфотерные (а.о.)

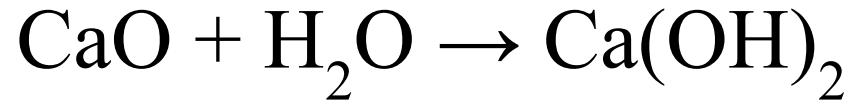
Несолеобразующие

(индифферентные)

N_2O , NO , SiO , SO , CO

(p-элементы +1, +2)

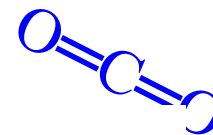
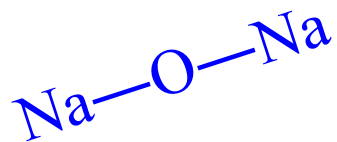
Основные оксиды



Кислотные оксиды



Амфотерные оксиды



o.o. s – Na_2O , CaO (кроме Be)

d – CrO , FeO , Cu_2O , CuO

f – U_2O

к.о. p – неметаллы +3, +4, +5, +6, +7

SO_2 , SO_3 , SiO_2 , N_2O_5

d - +6, +7

CrO_3 , MnO_3 , Mn_2O_7

a.o. p – Me

Al_2O_3 , SnO_2 , PbO_2

d -

Cr_2O_3 , MnO_2 , Fe_2O_3

s -

BeO

Изменение характера оксидов при увеличении степени окисления металла

основные	амфотерные	кислотные
Cr^{+2}O	$\text{Cr}_2^{+3}\text{O}_3$	Cr^{+6}O_3
Mn^{+2}O	Mn^{+4}O_2	Mn^{+6}O_3
$\text{Mn}_2^{+3}\text{O}_3$		$\text{Mn}_2^{+7}\text{O}_7$

Пероксиды



Надпероксиды

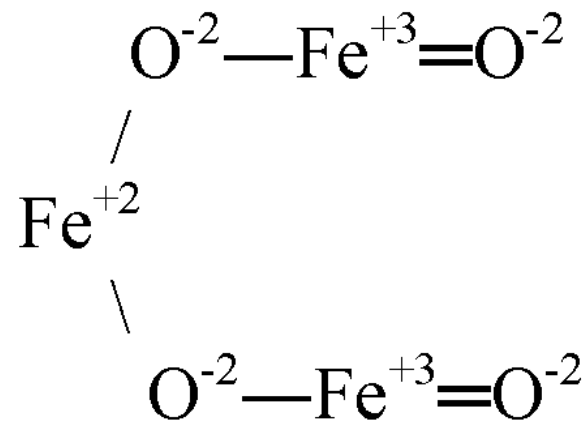
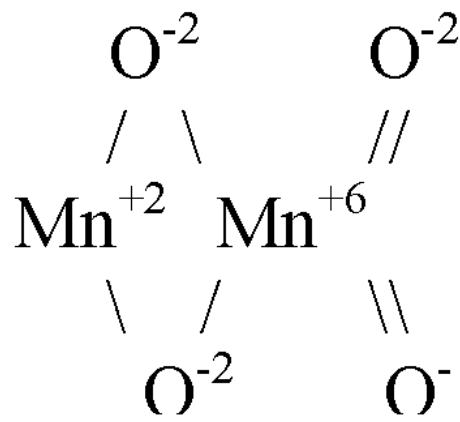
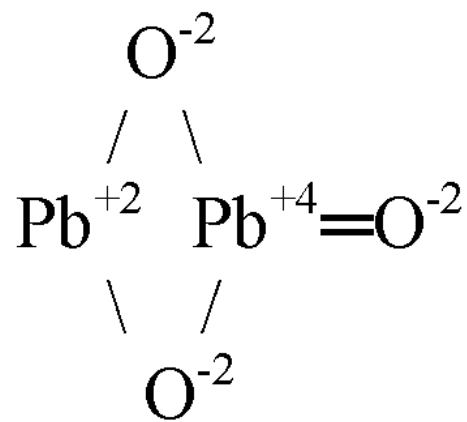
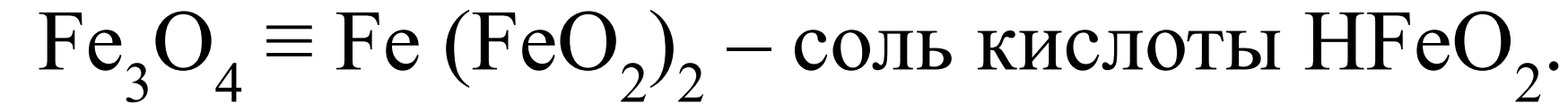
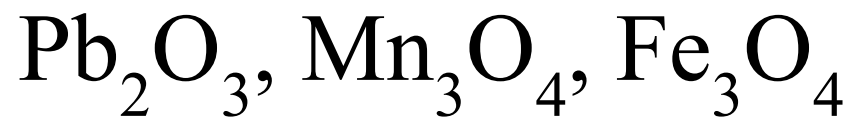


группировка атомов O_2 имеет заряд -1
(ст. ок. кислорода равна $-1/2$).

Озониды

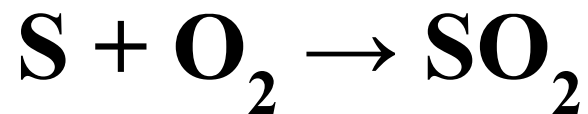
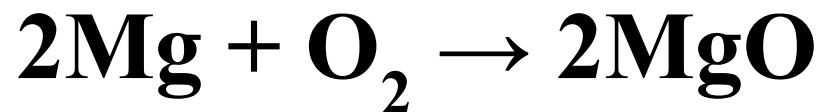
В озонидах (KO_3) группировка атомов O_3
имеет заряд -1 (степень окисления
кислорода $-1/3$)

Смешанные оксиды

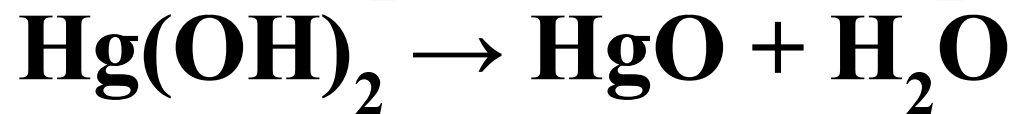
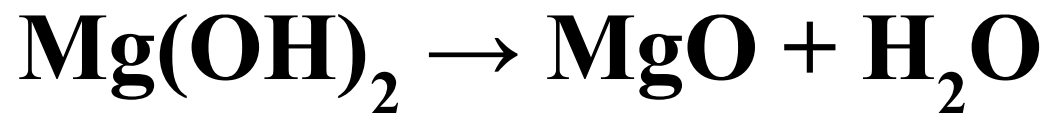


Способы получения оксидов

1. Взаимодействие простых веществ с кислородом



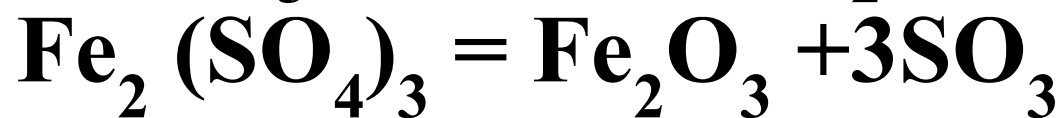
2. Разложение гидроксидов



3. Разложение кислот



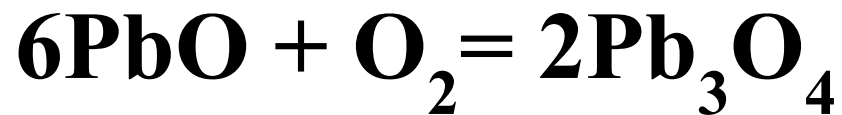
4. Разложение солей



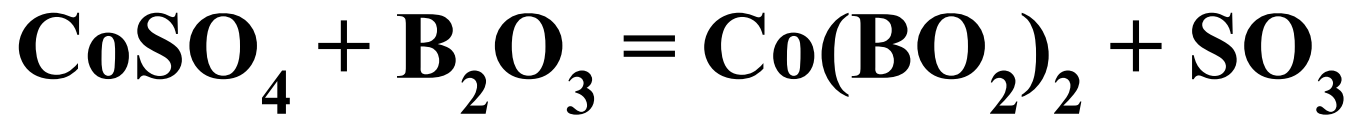
5. Разложение оксидов



и окислением оксидов

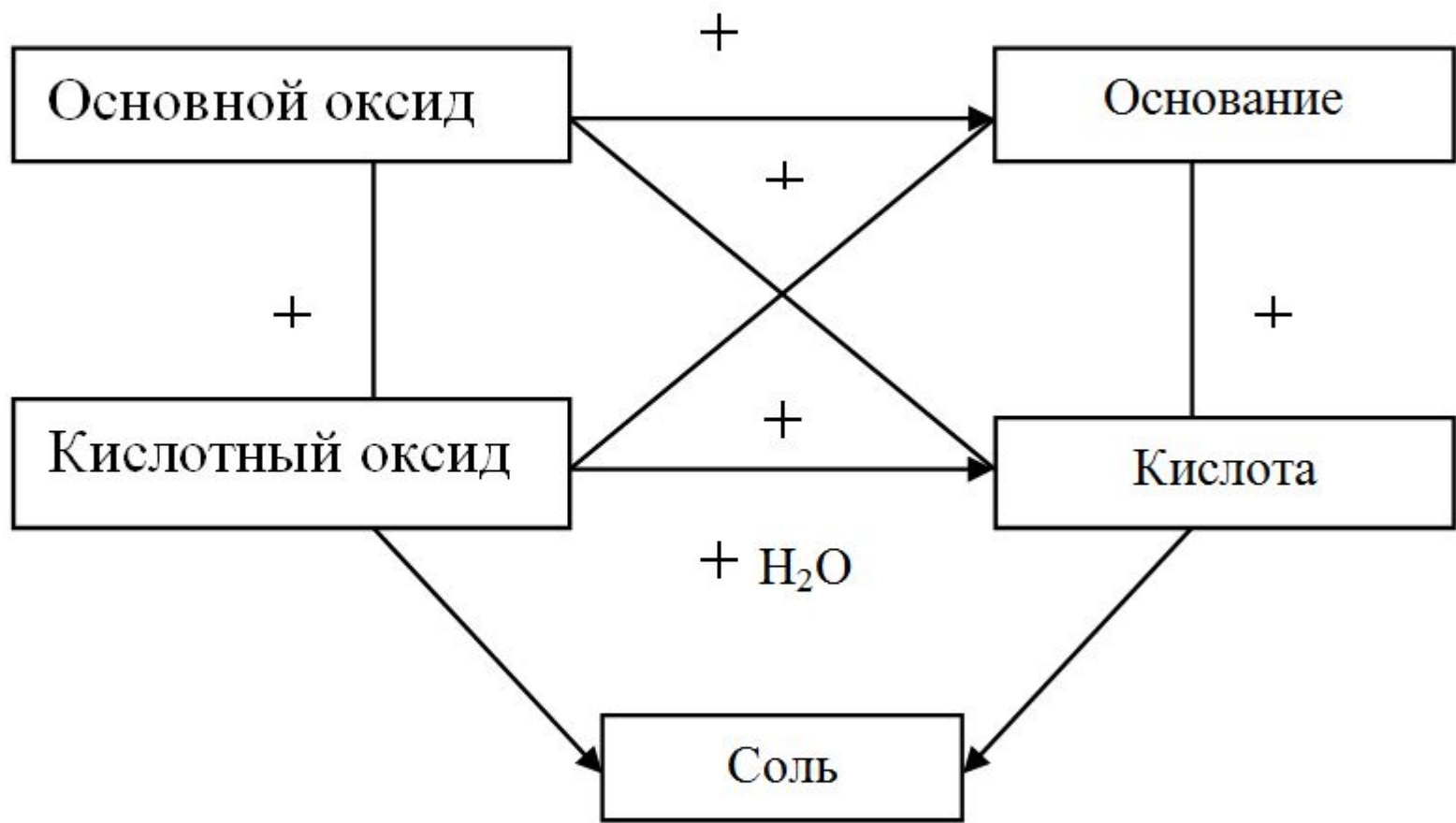


6. Вытеснение оксидов из солей

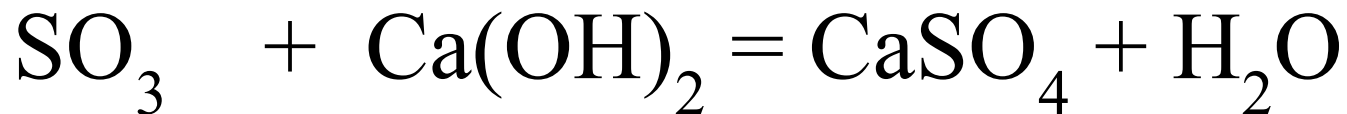
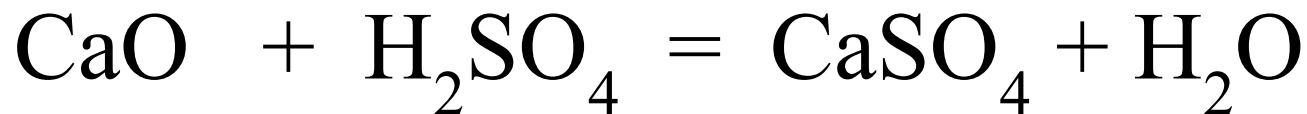
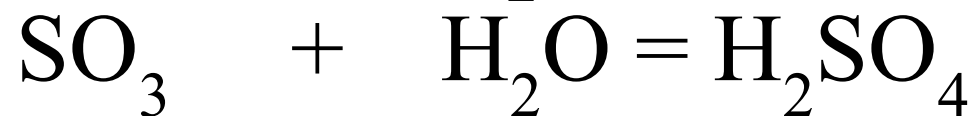
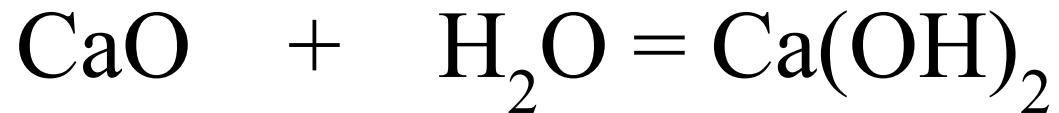


7. Взаимодействие кислот, обладающих окислительными свойствами, с металлами и неметаллами

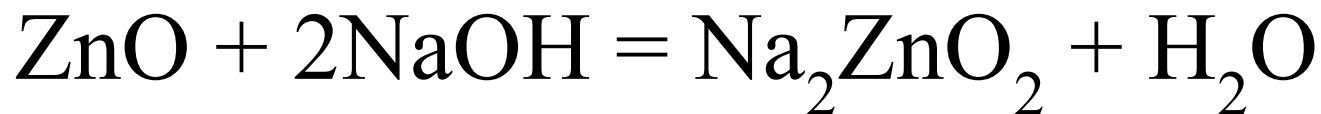
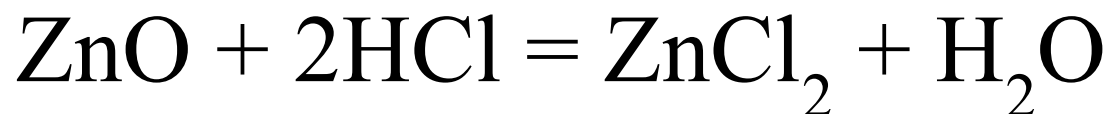




Химические свойства оксидов



Амфотерные:



Кислоты

1) растворимые и нерастворимые

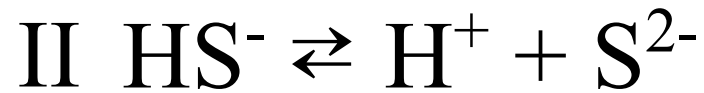
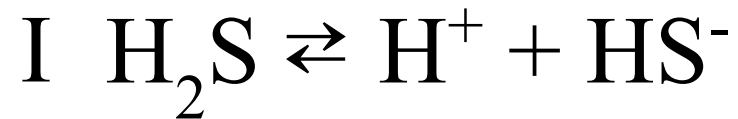


2) кислородсодержащие - H_2SO_4 , HNO_3
бескислородные - HCl , HCN

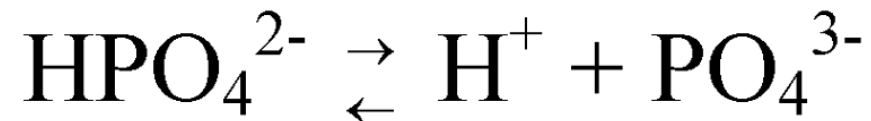
3) одноосновные - HCl, HNO₃,



двухосновные - H₂S, H₂SO₄,



трехосновные - H_3PO_4

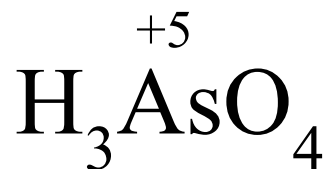


МНОГООСНОВНЫЕ

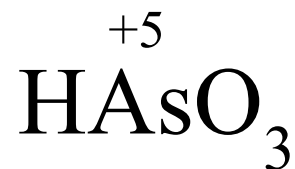
4) сильные HCl , HNO_3
слабые H_2SO_3 , HNO_2

5) орто- и метакислоты

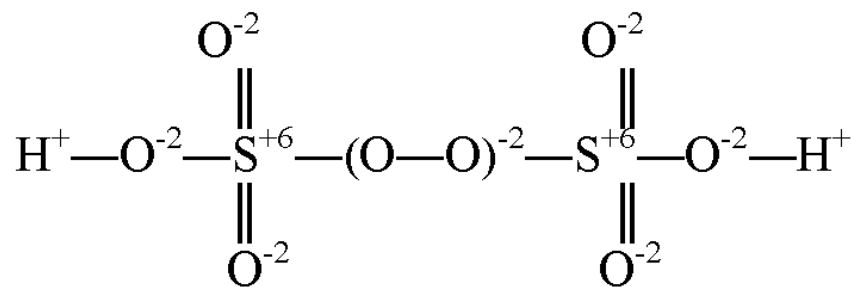
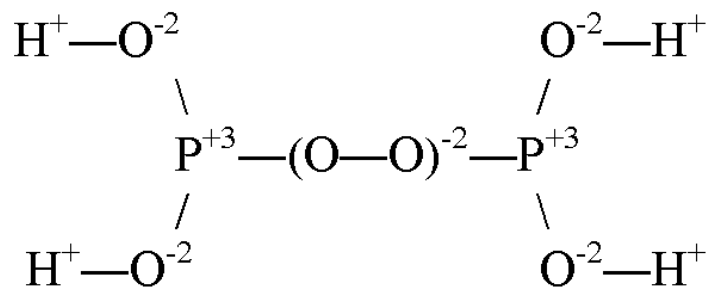
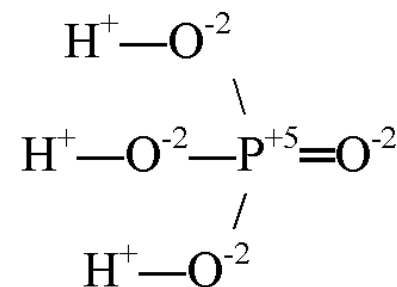
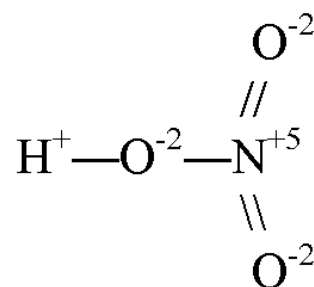
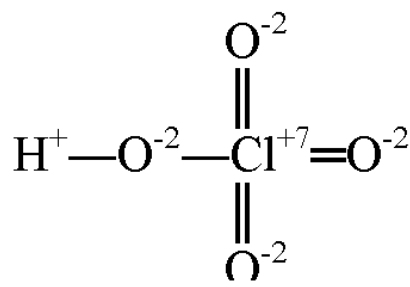
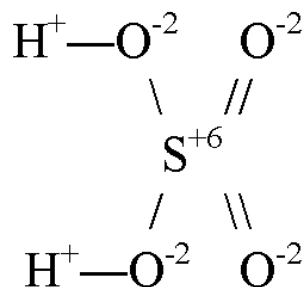
ортомышьяковая



метамышьяковая



Примеры названий кислот и структурно-графические формулы

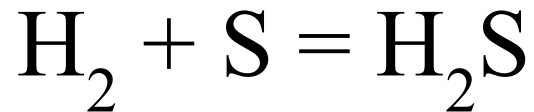
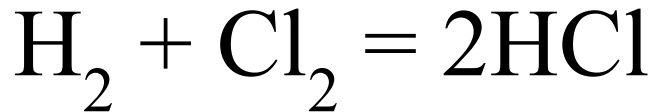


Важнейшие кислоты и названия соответствующих средних солей

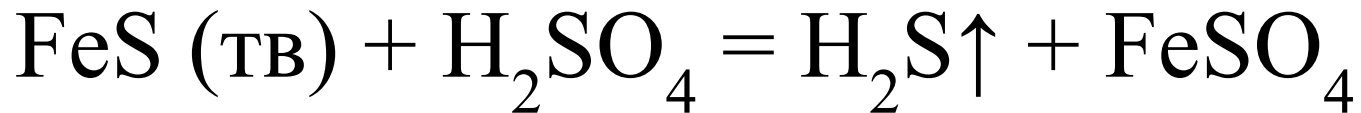
Название кислоты	Формула	Название соответствующих средних солей
Азотная	HNO_3	Нитраты
Азотистая	HNO_2	Нитриты
Кремниевая	H_2SiO_3	Силикаты
Марганцовая	HMnO_4	Перманганаты
Метафосфорная	HPO_3	Метафосфаты
Ортофосфорная	H_3PO_4	Ортофосфаты (фосфаты)
Дифосфорная (пирофосфорная)	$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$	Дифосфаты (пирофосфаты)
Дихромовая	$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	Дихроматы
Серная	H_2SO_4	Сульфаты
Сернистая	H_2SO_3	Сульфиты
Угльная	H_2CO_3	Карбонаты
Фосфористая	H_3PO_3	Фосфиты
Фтороводород (плавиковая кислота)	HF	Фториды
Хлороводород (соляная кислота)	HCl	Хлориды
Хлорная	HClO_4	Перхлораты
Хлорноватая	HClO_3	Хлораты
Хлорноватистая	HClO	Гипохлориты
Хромовая	H_2CrO_4	Хроматы
Циановодород (синильная кислота)	HCN	Цианиды

Бескислородные кислоты

1. Взаимодействие неметаллов с водородом



2. Взаимодействие солей с кислотами

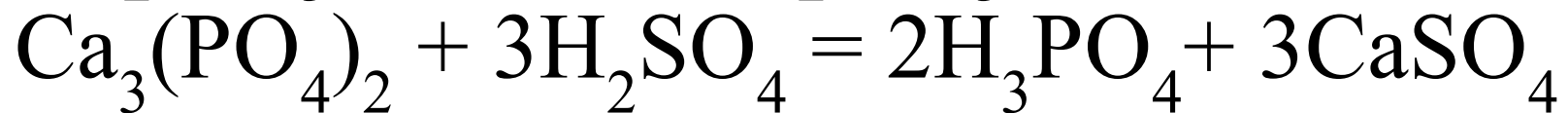
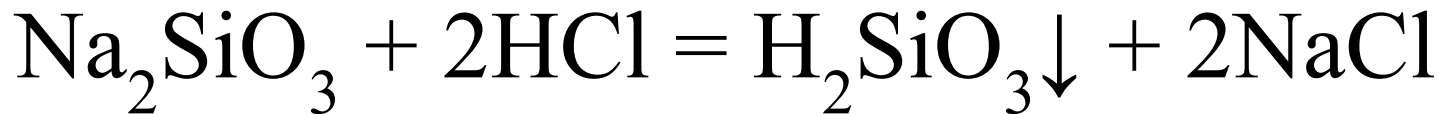


Кислородсодержащие кислоты

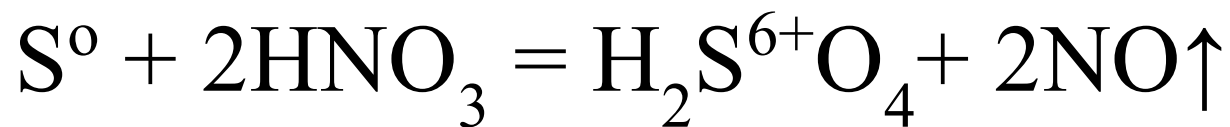
1. Взаимодействие кислотных оксидов с водой



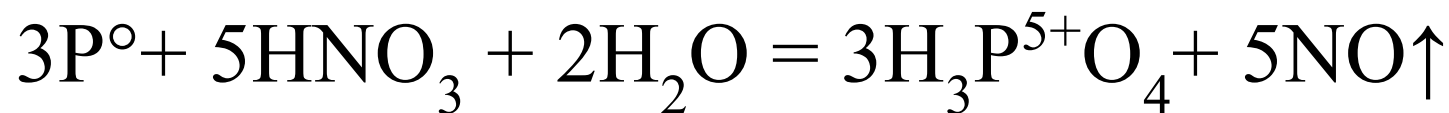
2. Взаимодействие солей с кислотами



3. Окисление некоторых простых веществ



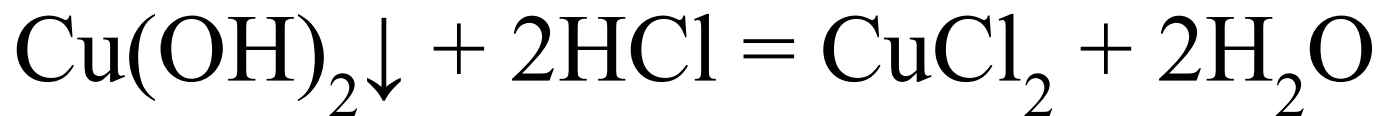
(разб.)



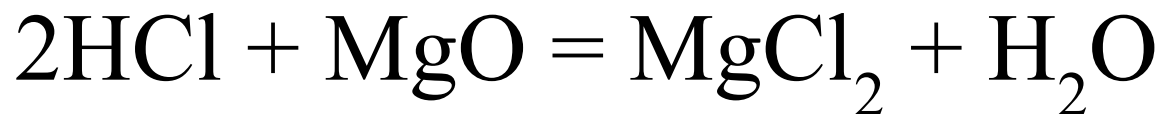
(разб.)

Химические свойства кислот

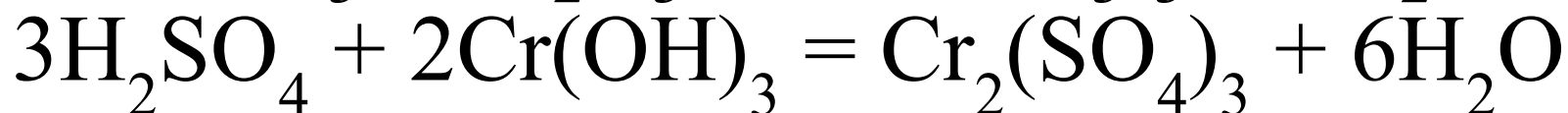
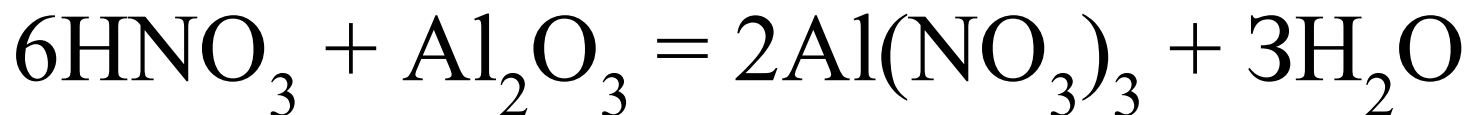
- Взаимодействие с основаниями (реакции нейтрализации)



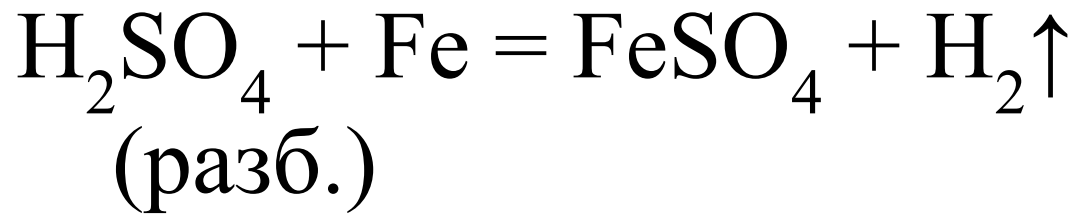
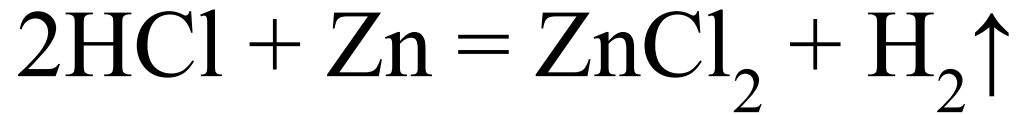
- Взаимодействие с основными оксидами



- Взаимодействие с амфотерными оксидами и гидроксидами



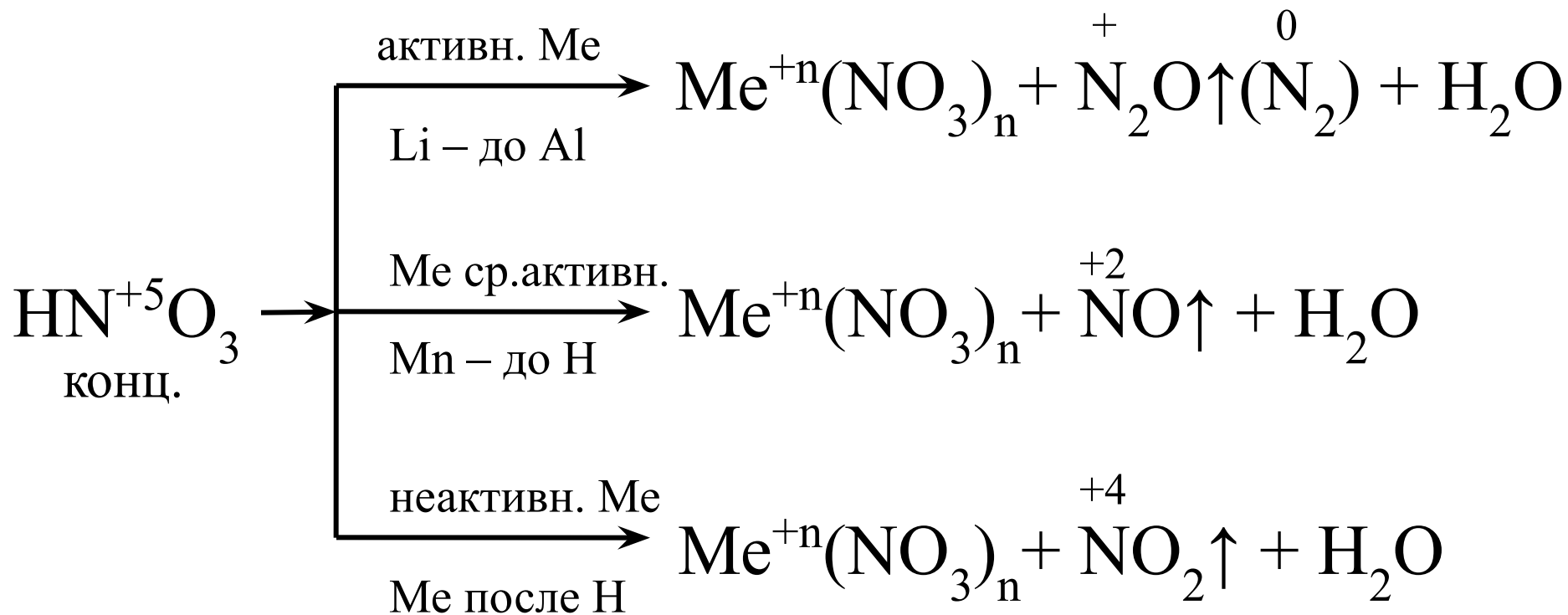
- Взаимодействие с металлами, расположенными в ряду напряжений до водорода

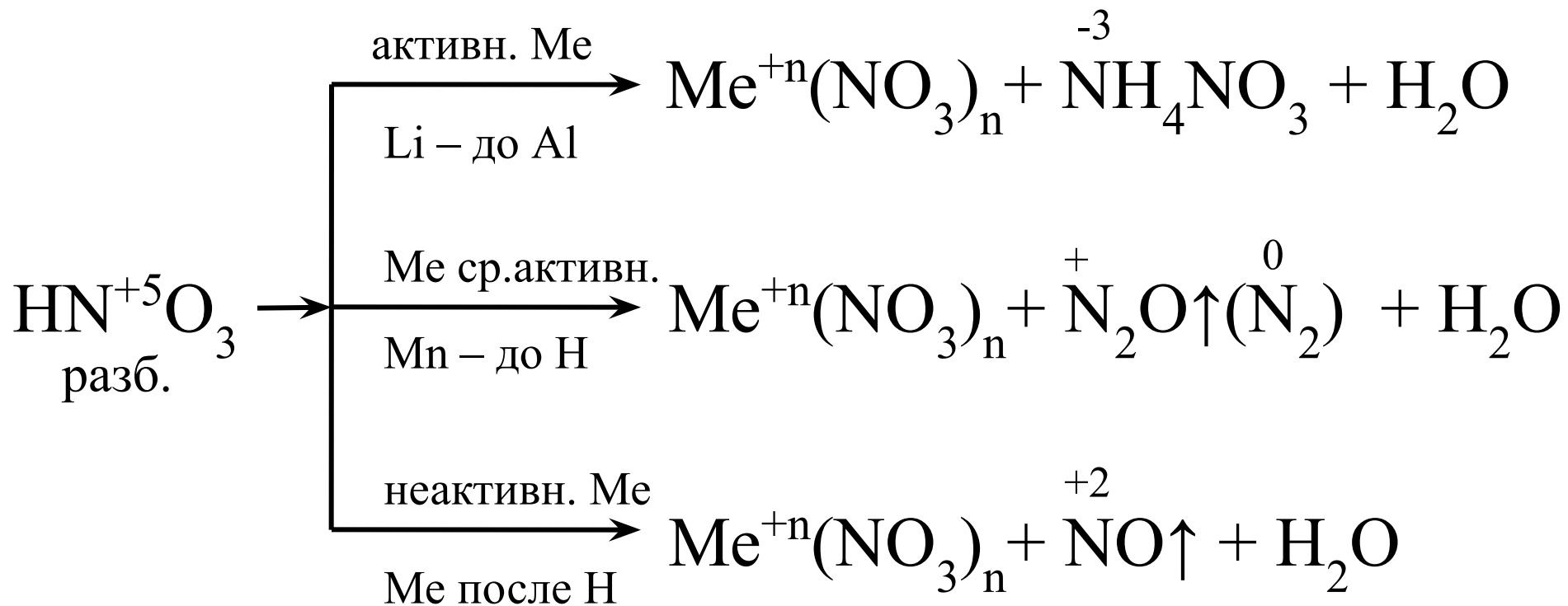


- Взаимодействие с солями слабых или летучих кислот









Основания

1) Растворимые и нерастворимые



Щелочи
(1А, 2А групп
элементов
кроме Be, Mg)



Гидроксиды

2) сильные – растворимые (IA-группа),
малорастворимые (IIA-группа)
слабые – нерастворимые и NH_4OH

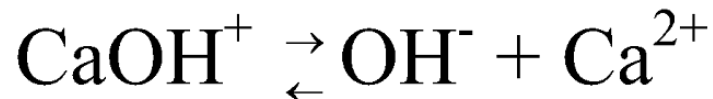
3) По кислотности

однокислотные - LiOH , KOH ,

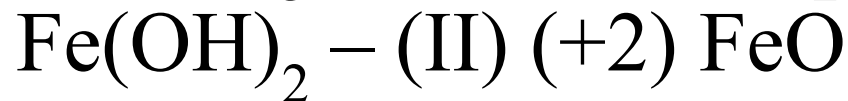
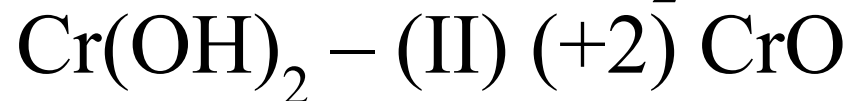
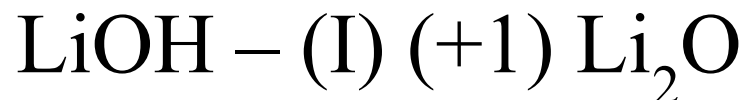
двухкислотные - $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$

трехкислотные – $\text{Al}(\text{OH})_3$

Многокислотные основания диссоциируют в несколько ступеней

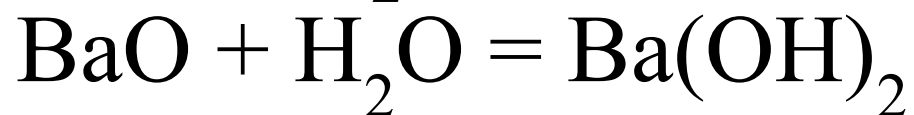
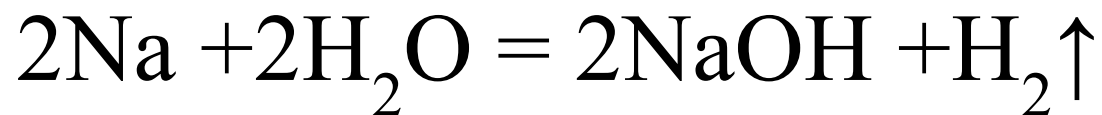


Основания и соответствующие им оксиды:

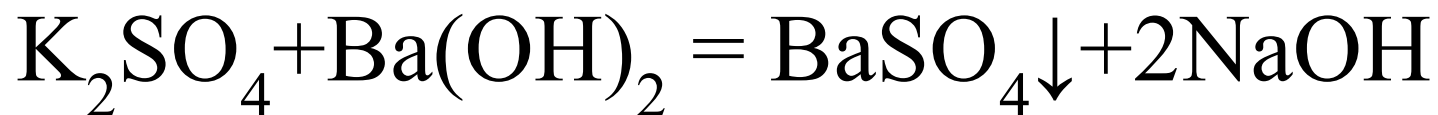
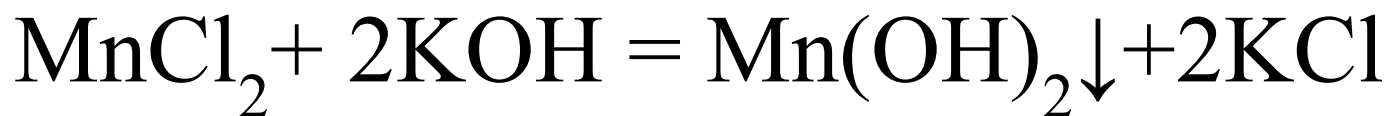


Способы получения гидроксидов

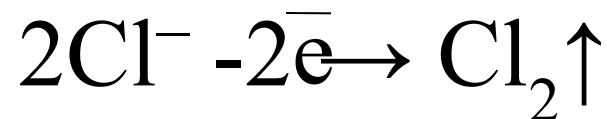
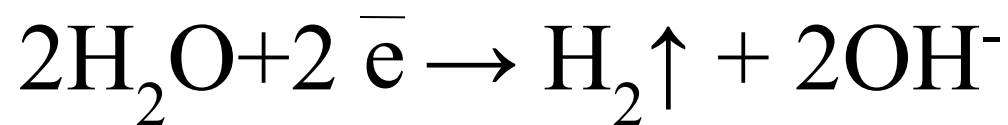
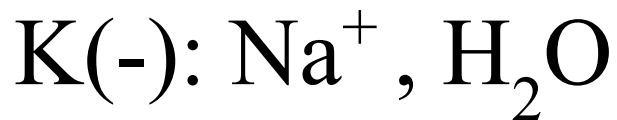
1. Взаимодействие активных металлов и их оксидов с водой



2. Взаимодействие солей со щелочами

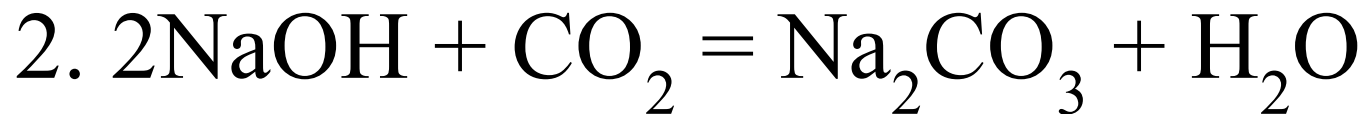
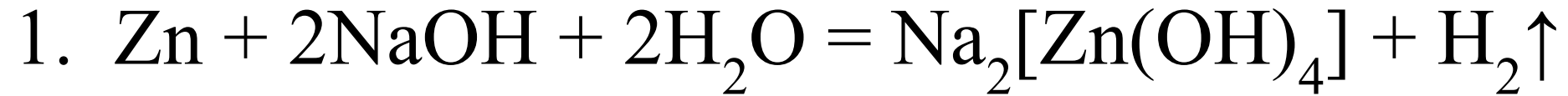


3. Электролиз растворов



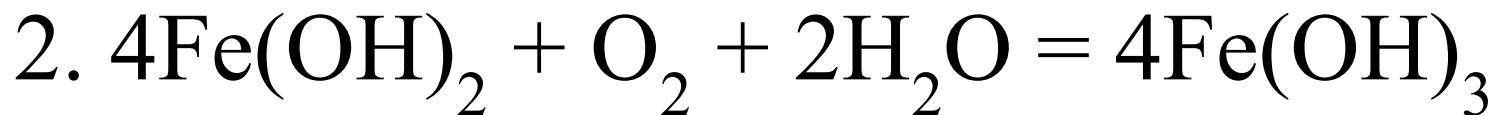
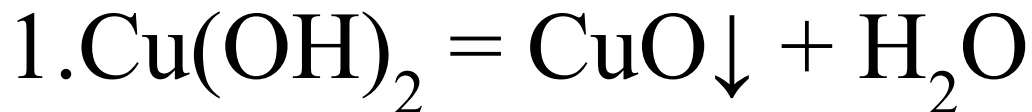
Химические свойства оснований

Свойства растворимых оснований

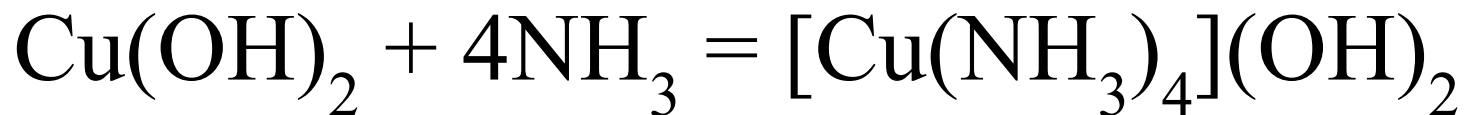


Свойства нерастворимых оснований

t



3. Гидроксиды d-металлов вступают в реакции комплексообразования:



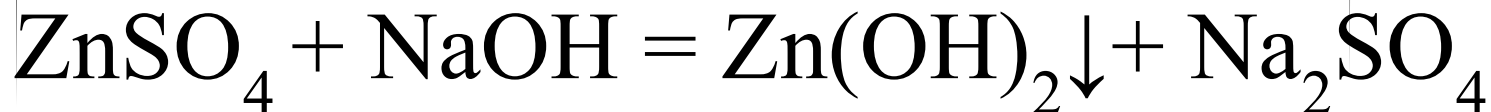
Амфотерные гидроксиды (амфолиты)



основание

кислота

Получение амфотерных гидроксидов

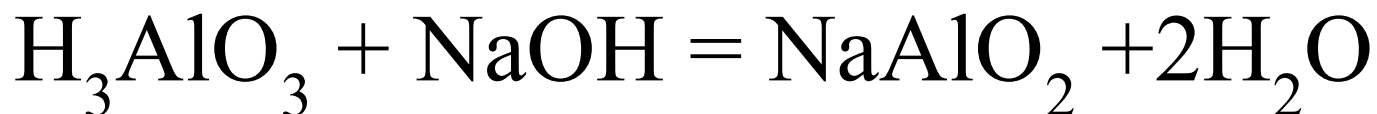
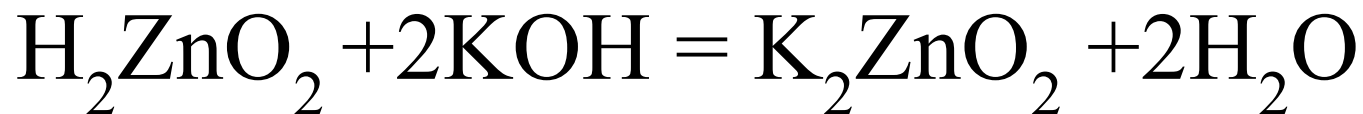


Химические свойства

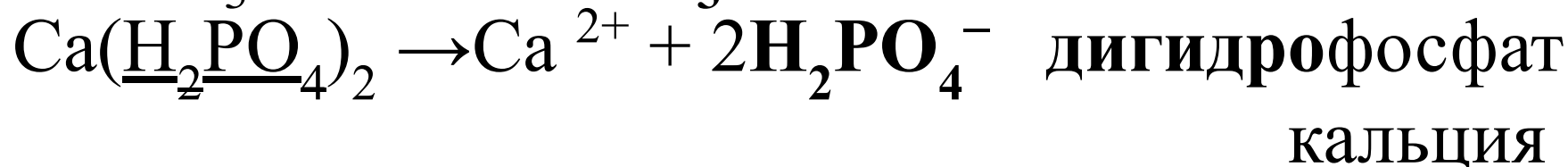
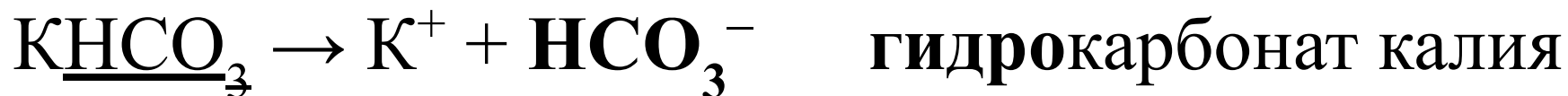
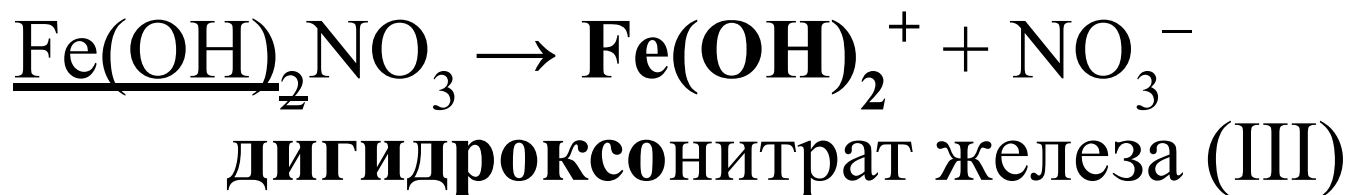
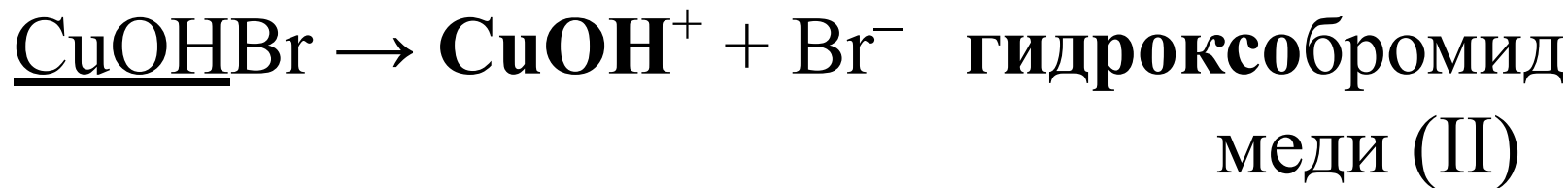
1. Основные свойства



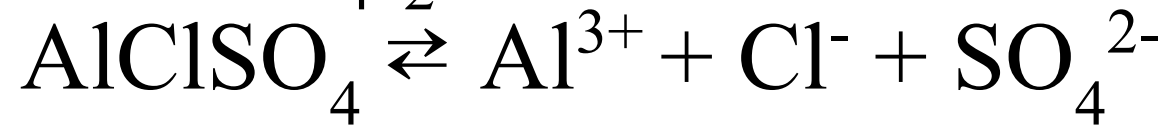
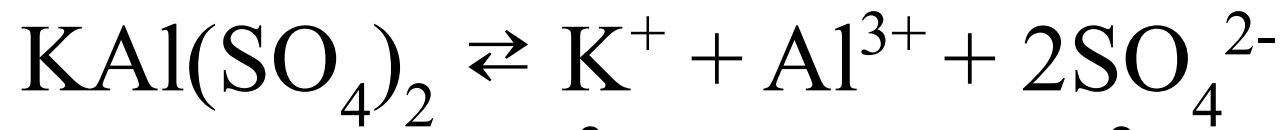
2. Кислотные свойства



Форма основания	Форма кислоты
$Zn(OH)_2$ гидроксид цинка	H_2ZnO_2 цинковая кислота
$Al(OH)_3$ гидроксид алюминия	H_3AlO_3 ортоалюминиевая к-та $HAlO_2$ метаалюминиевая к-та
$Cr(OH)_3$ гидроксид хрома (III)	H_3CrO_3 ортохромистая к-та $HCrO_2$ метахромистая к-та
$Be(OH)_2$ гидроксид бериллия	H_2BeO_2 бериллиевая к-та
$Sn(OH)_2$ гидроксид олова (II)	H_2SnO_2 <u>оловянистая к-та</u>
$Sn(OH)_4$ гидроксид олова (IV)	H_4SnO_4 ортооловянная к-та H_2SnO_3 метаоловянная к-та
$Pb(OH)_2$ гидроксид свинца (II)	H_2PbO_2 свинцовистая к-та
$Pb(OH)_4$ гидроксид свинца (IV)	H_4PbO_4 ортосвинцовая к-та H_2PbO_3 метасвинцовая к-та

Средние соли**Кислые соли****Основные соли**

2) Двойные соли



3) Смешанные соли CaOCl_2 - $\text{CaCl}(\text{OCl})$

4) Растворимые – NaCl , KNO_3 , Rb_2SO_4
нерастворимые – AgCl , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, BaSO_4

5) Комплексные соли $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$,
 $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6][\text{Cr}(\text{CN})_6]$

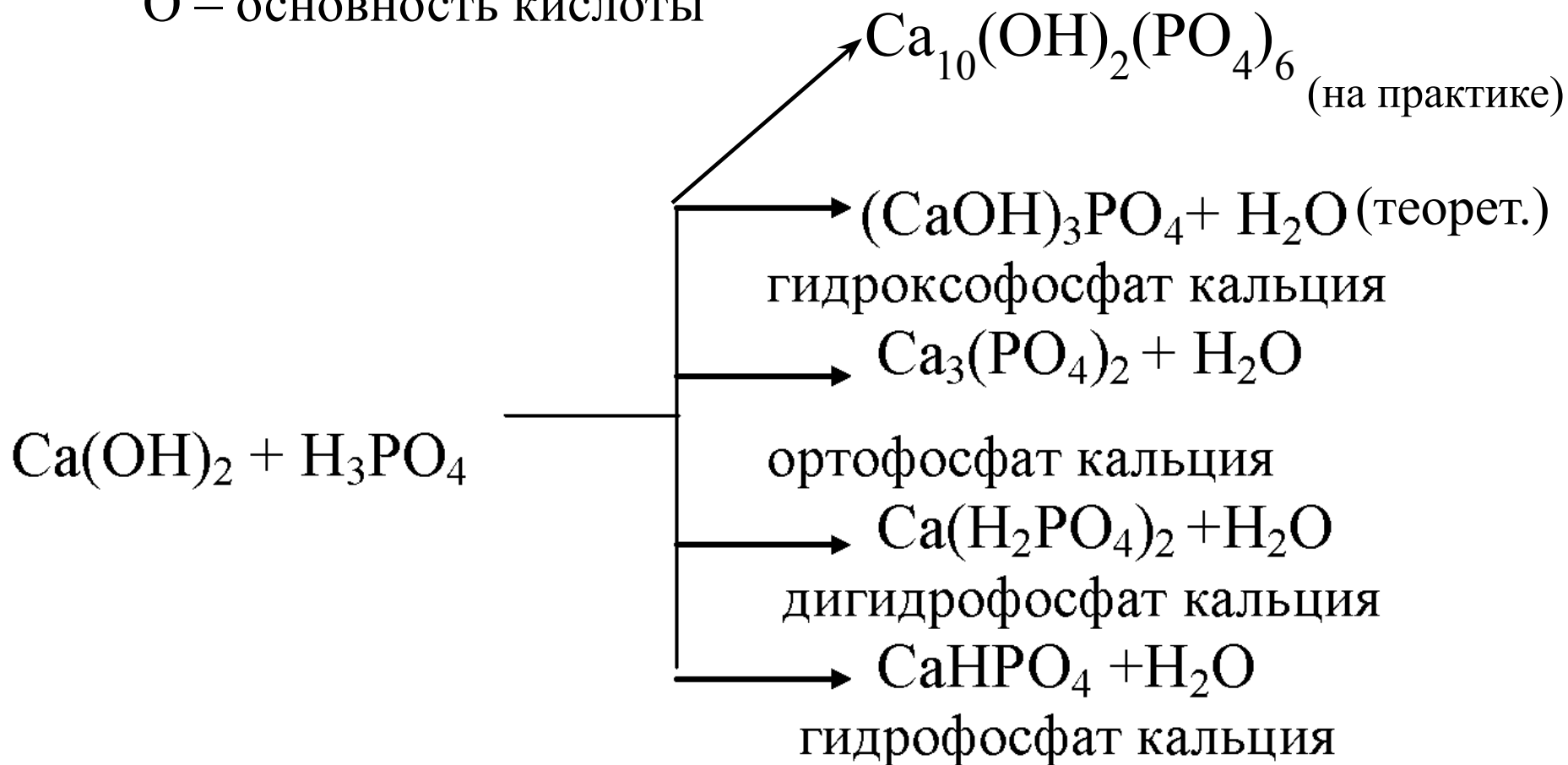
6) Кристаллогидраты $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$,
 $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$,
 $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$

Теоретическая схема получения солей взаимодействием гидроксида и кислоты

$$m = K + O - 1 = 2 + 3 - 1 = 4 \text{ (соли),}$$

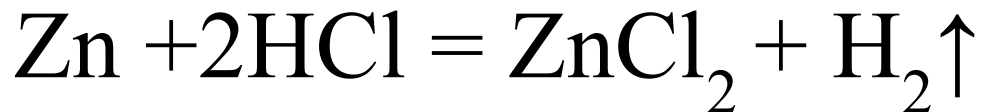
где K – кислотность основания,

O – основность кислоты

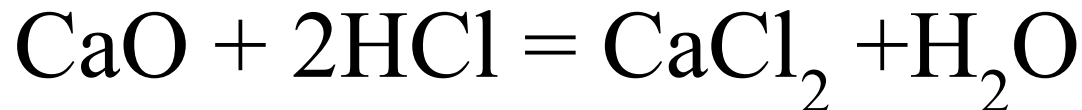


Способы получения солей

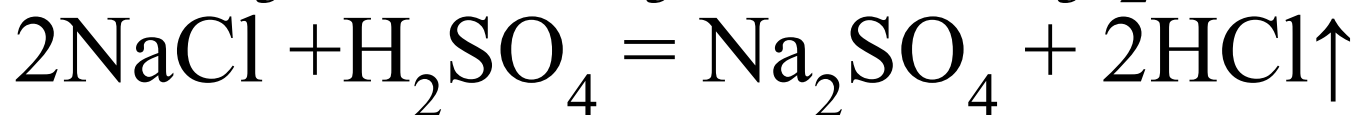
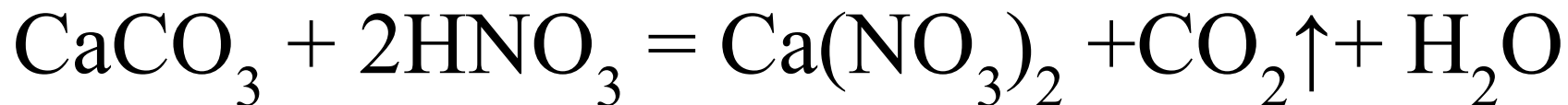
Взаимодействие металла с кислотой



Взаимодействие основного оксида с кислотой



Взаимодействие соли с кислотой



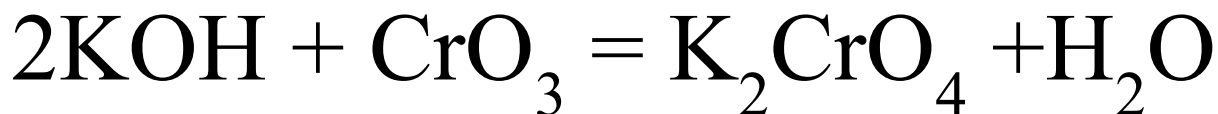
Взаимодействие основного оксида с

КИСЛОТНЫМ



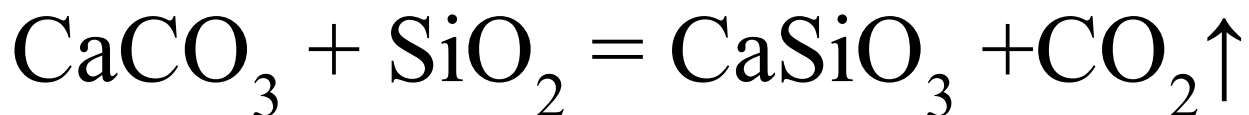
Взаимодействие гидроксида с кислотным

ОКСИДОМ

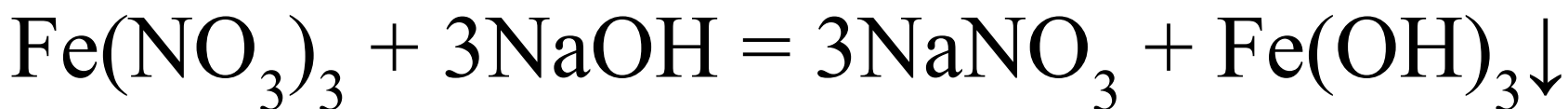


Взаимодействие соли с кислотным

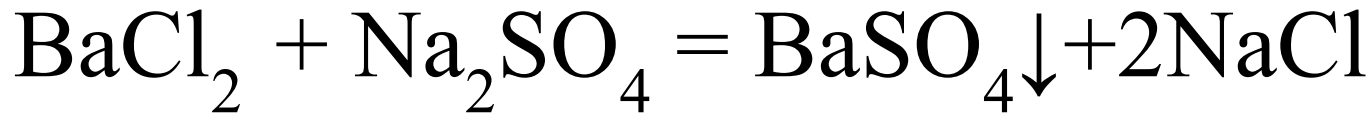
ОКСИДОМ



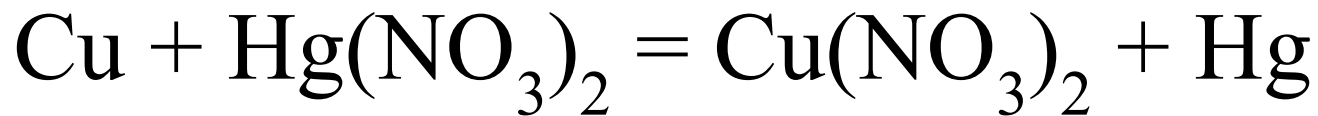
Взаимодействие гидроксида с солью



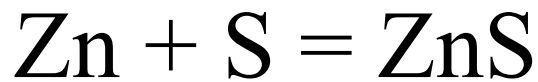
Взаимодействие двух солей



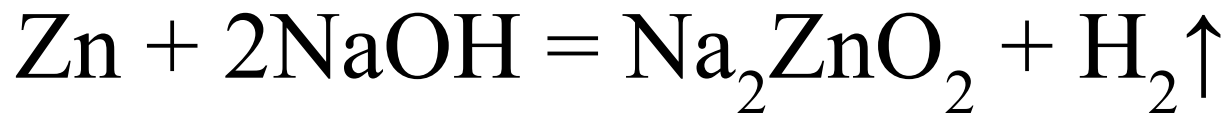
Взаимодействие металла с солью



Взаимодействие металла с неметаллом



Взаимодействие металла со щелочью

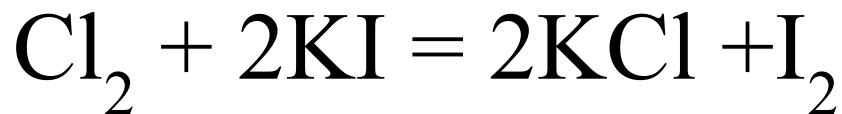


Взаимодействие неметалла со

щелочью



Взаимодействие неметалла с солью

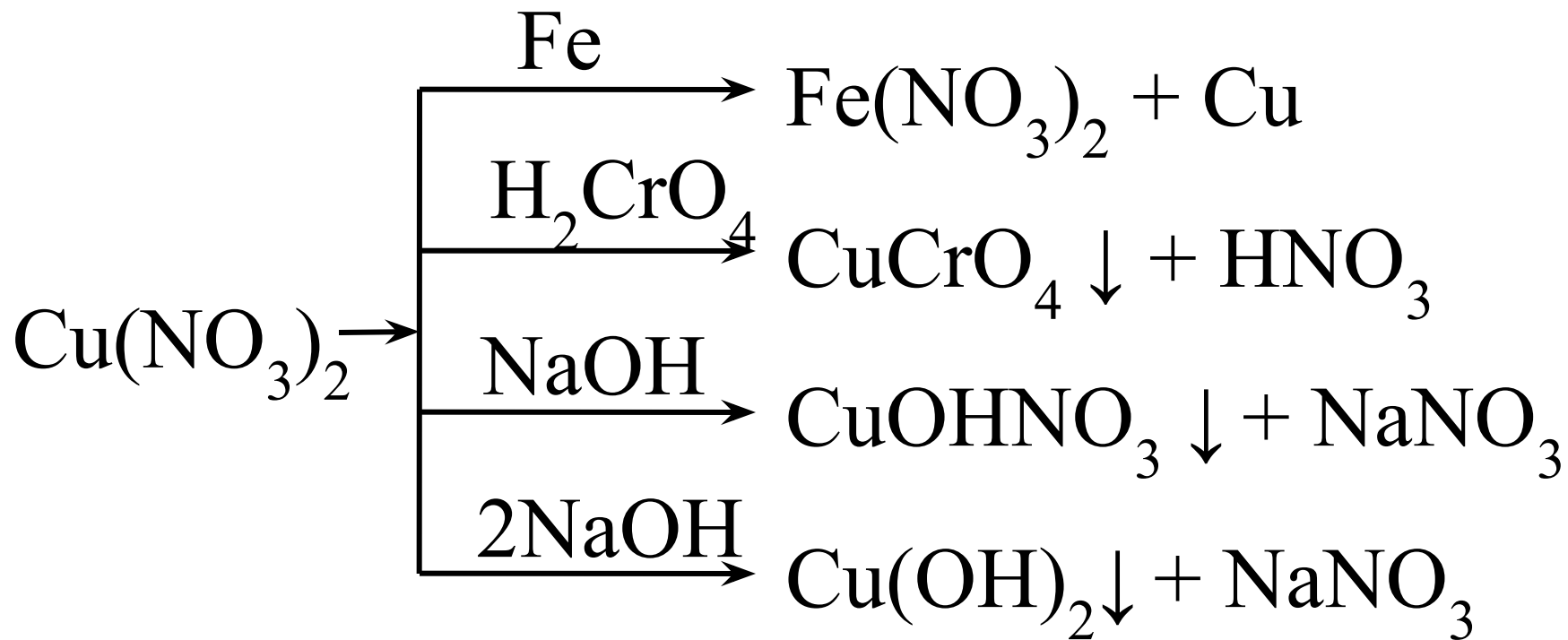


Термическое разложение солей

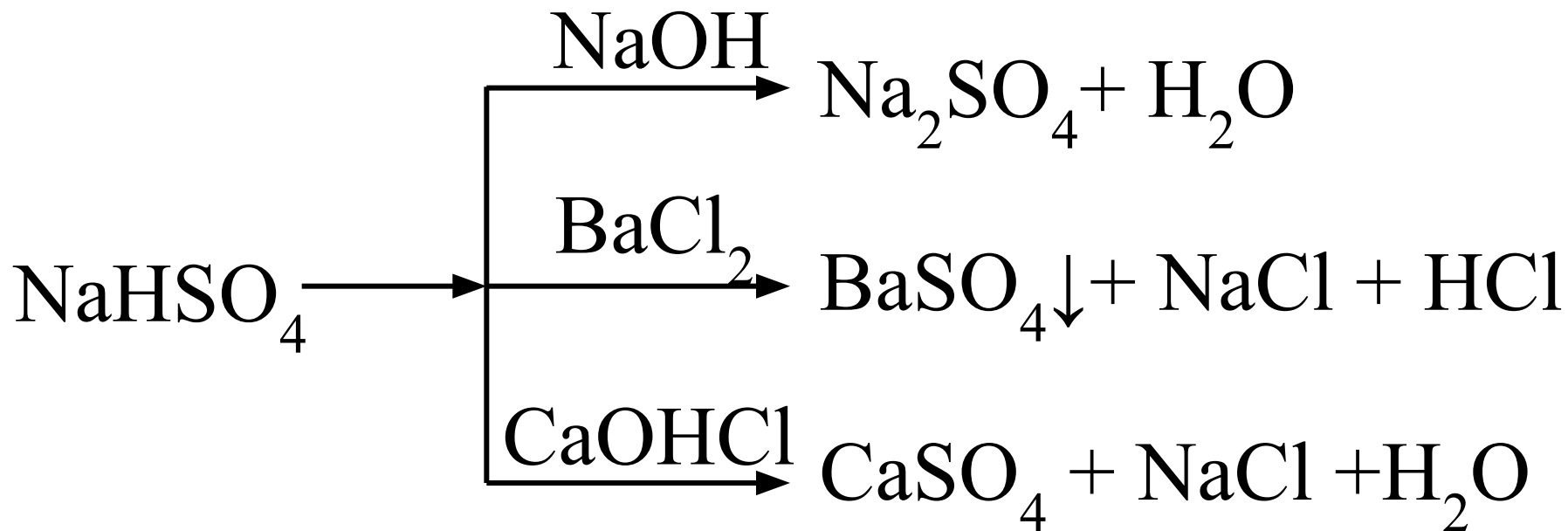


Химические свойства солей

1. Средние соли



2. Кислые соли



3. Основные соли

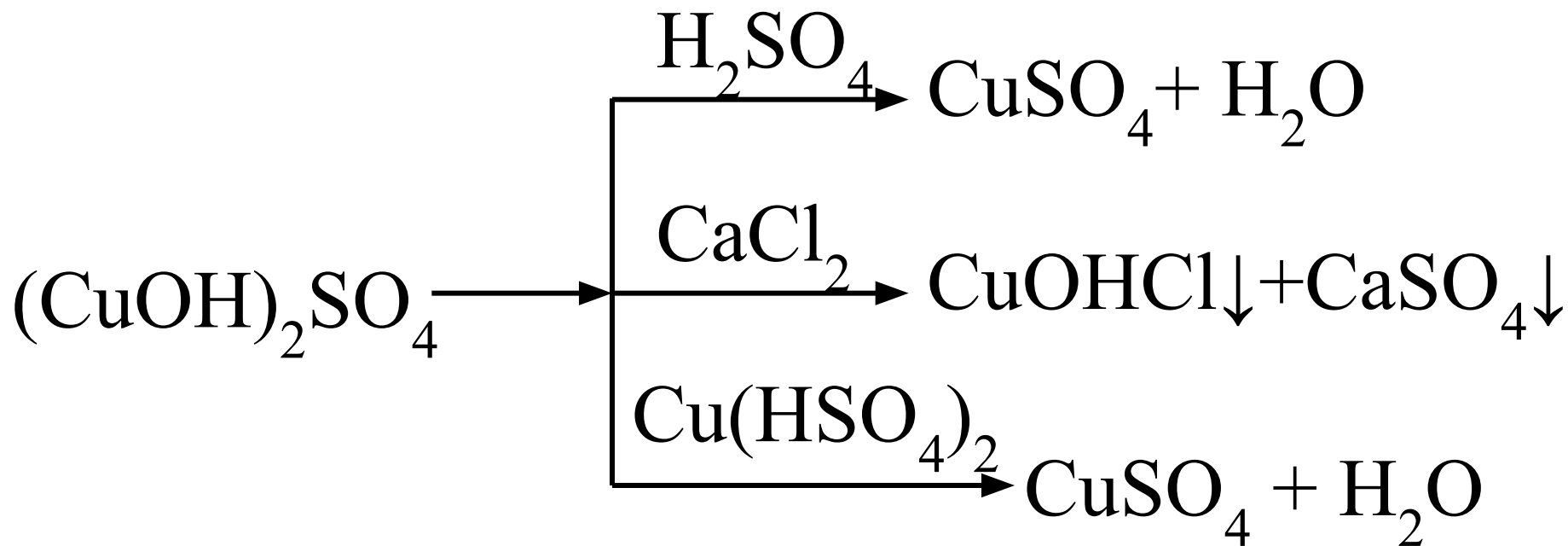


Схема получения солей кислых и основных из средних

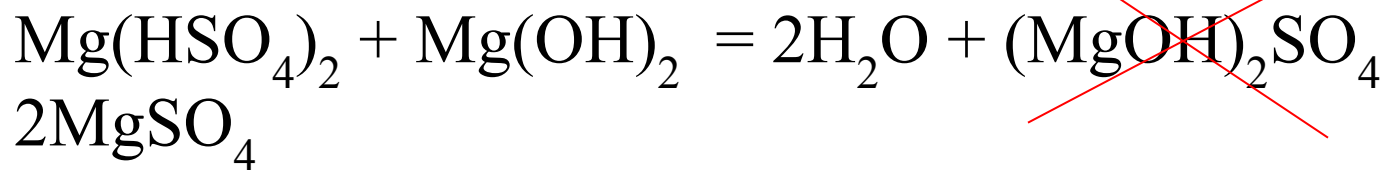
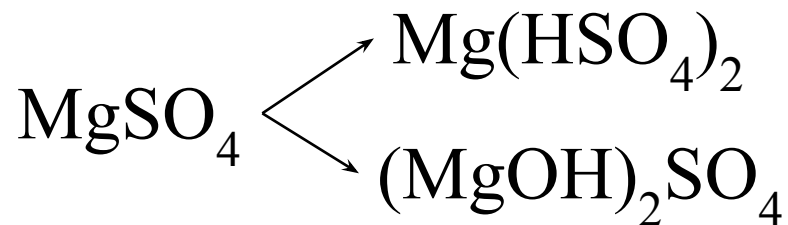


Схема взаимных превращений различных классов соединений

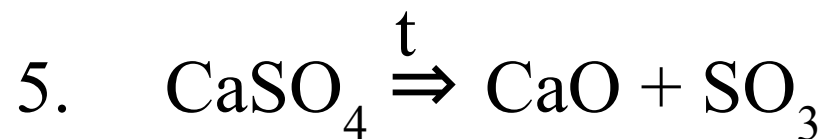
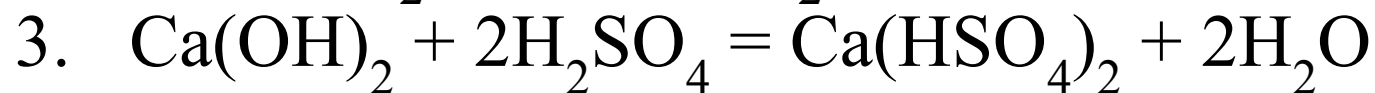
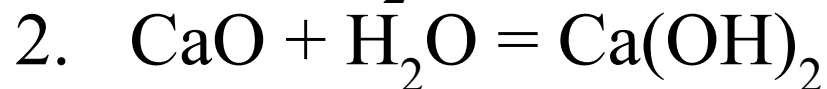
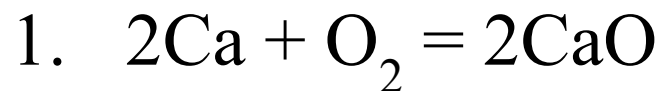
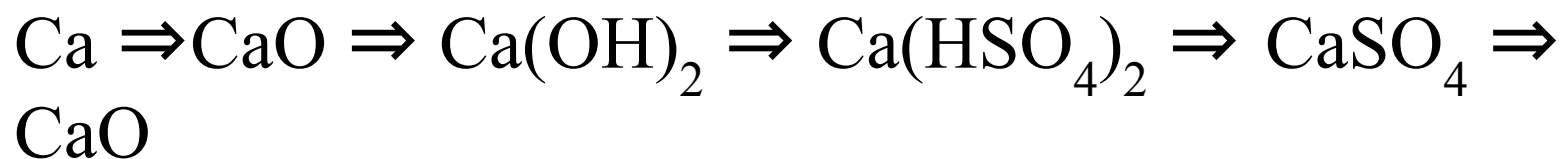


Схема составления структурно-графических формул

