

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»
- 3.«Окислительно-восстановительные реакции (ОВР)»
- 4.«Электролитическая диссоциация, рН раствора, реакции ионного обмена, гидролиз солей»
- 5.«Энергетика химических реакций»
- 6.«Скорость (кинетика) химических реакций»
- 7.«Электрохимия» (Гальванический элемент+электролиз)
- 8.«Коррозия металлов»
- 9.«Металлы»

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 неорган. химии.
8. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия, 2001 г.
9. Стёпин Б.Д., Цветков А.А. Неорганическая химия, 1994 г.

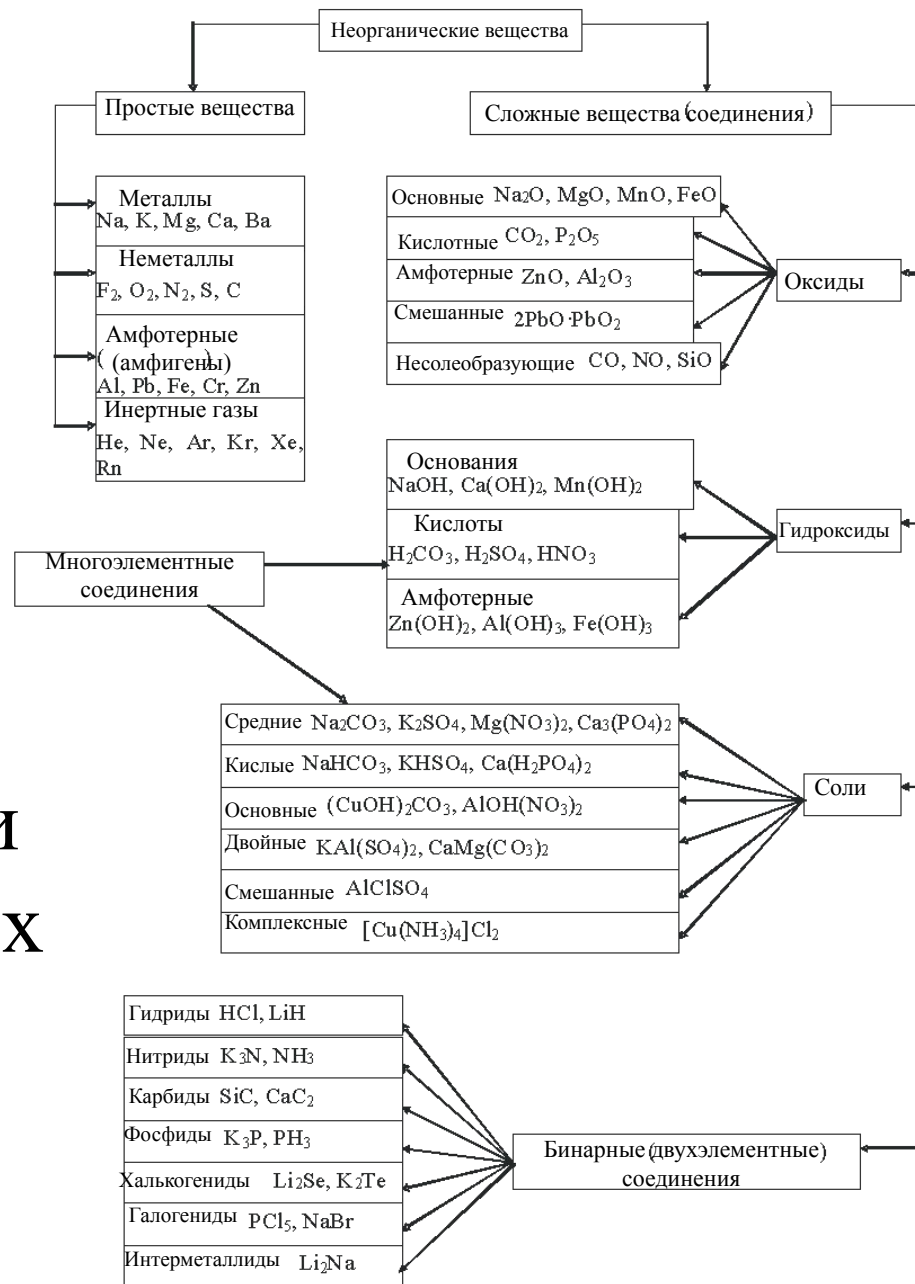


Схема классификации неорганических соединений

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

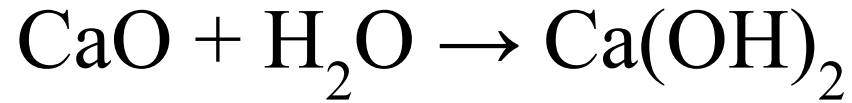
- основные (о.о.)
- кислотные (к.о.)
- амфотерные (а.о.)

Несолеобразующие

(индифферентные)

N_2O , NO , SiO , SO , CO
(p-элементы +1, +2)

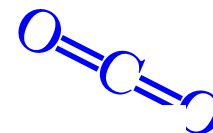
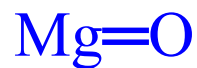
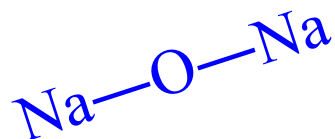
Основные оксиды



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

а.о. 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 $\text{Mn}_2^{+3}\text{O}_3$	Mn^{+4}O_2	Mn^{+6}O_3 $\text{Mn}_2^{+7}\text{O}_7$

Пероксиды



Надпероксиды

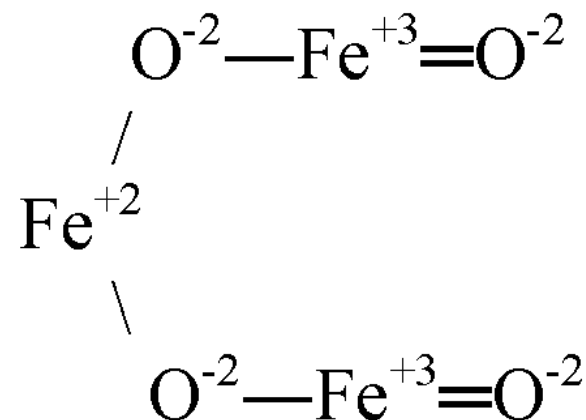
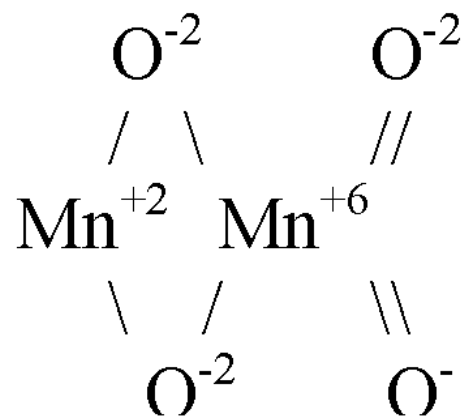
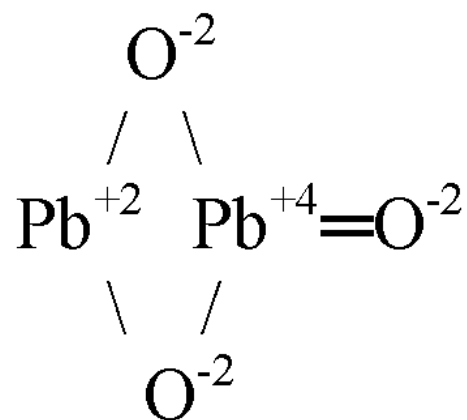
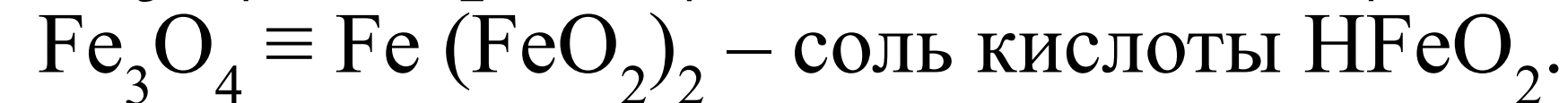
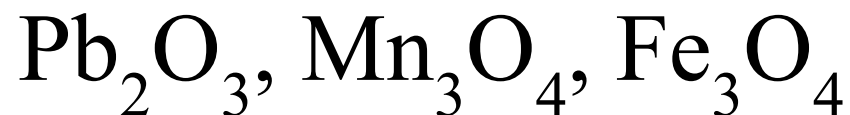


группировка атомов O_2 имеет заряд -1
(ст. ок. кислорода равна $-1/2$).

Озонидаы

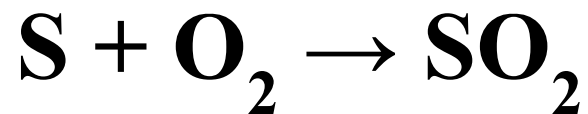
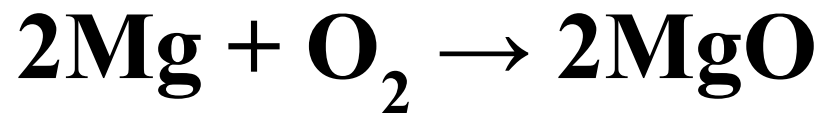
В озонидах (KO_3) группировка атомов O_3
имеет заряд -1 (степень окисления
кислорода $-1/3$)

Смешанные оксиды

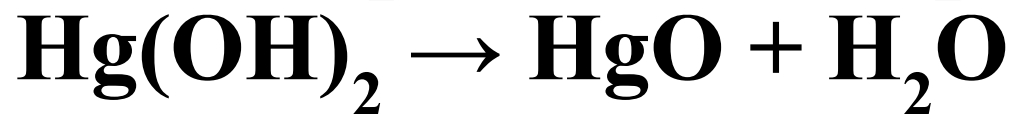
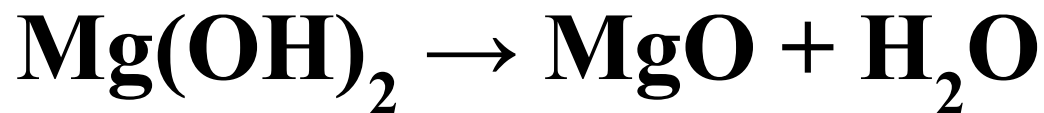


Способы получения оксидов

1. Взаимодействие простых веществ с кислородом



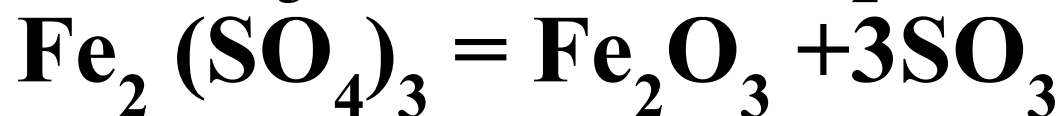
2. Разложение гидроксидов



3. Разложение кислот



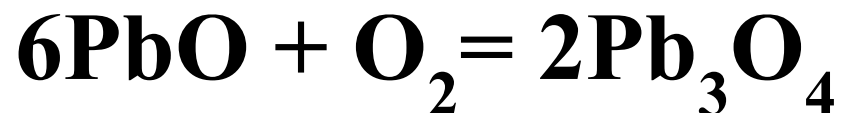
4. Разложение солей



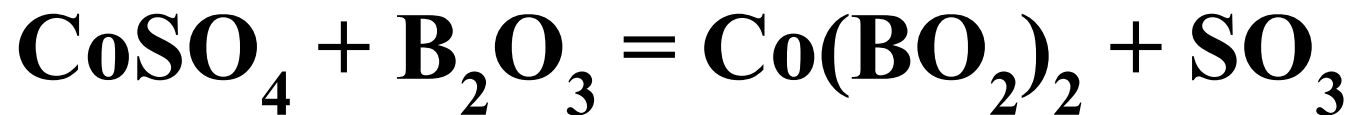
5. Разложение оксидов



и окислением оксидов

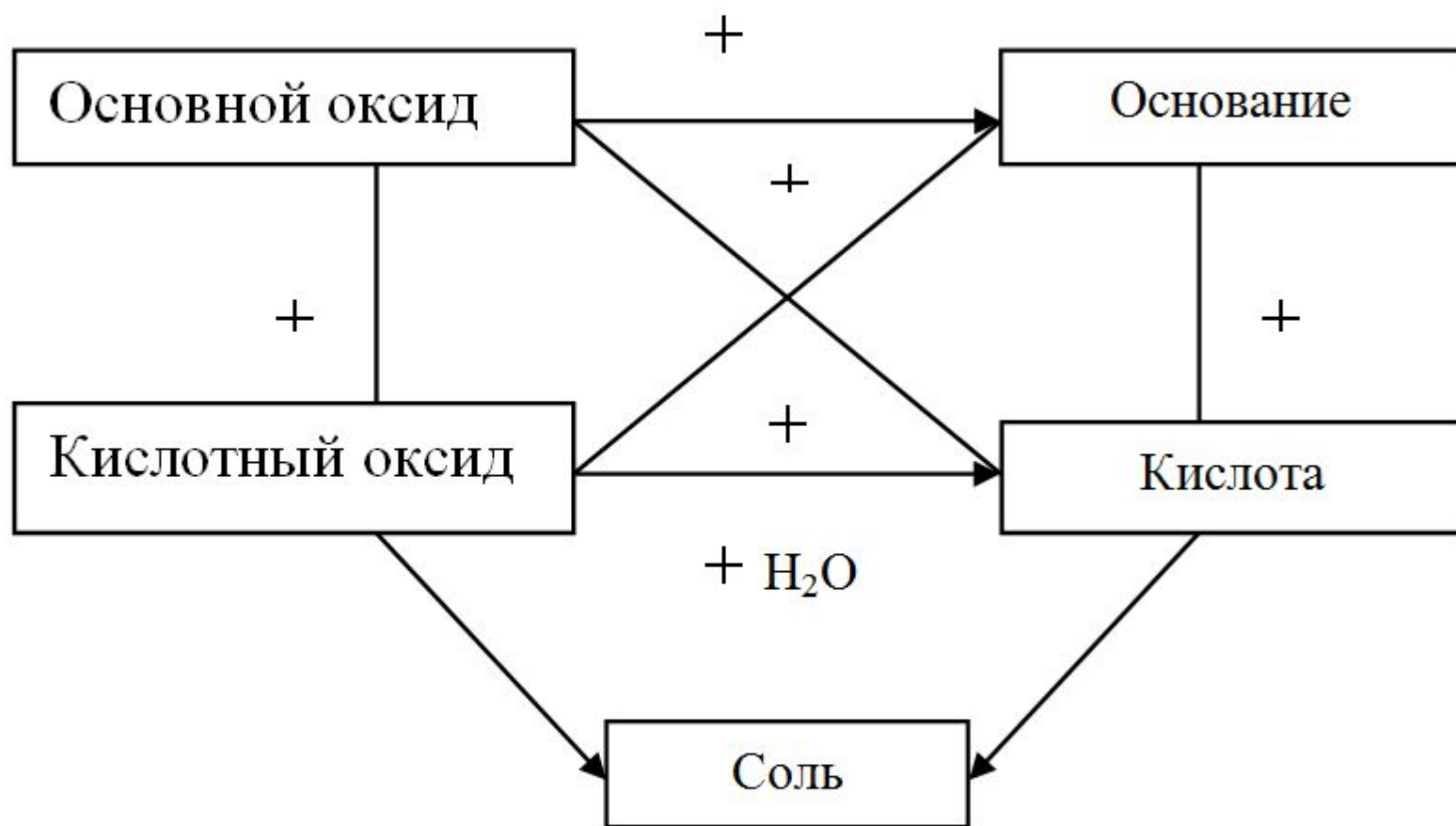


6. Вытеснение оксидов из солей

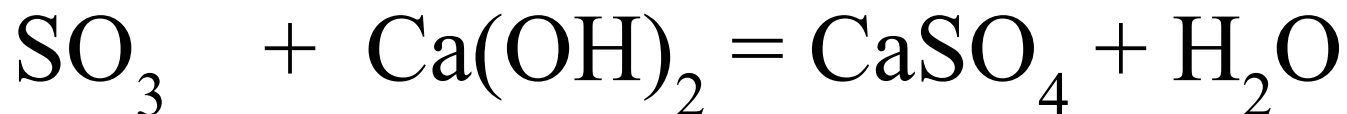
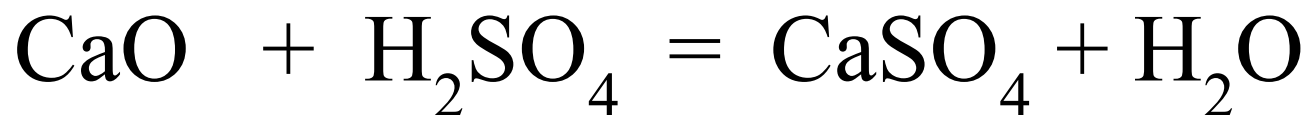
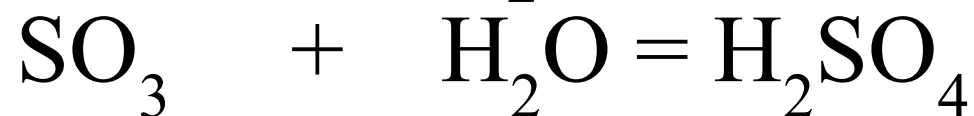
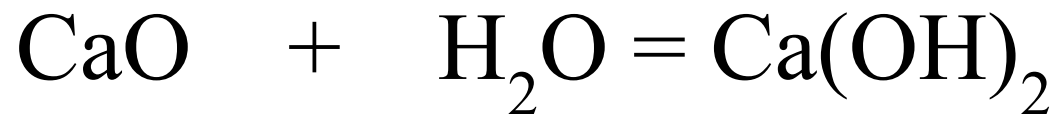


7. Взаимодействие кислот, обладающих окислительными свойствами, с металлами и неметаллами

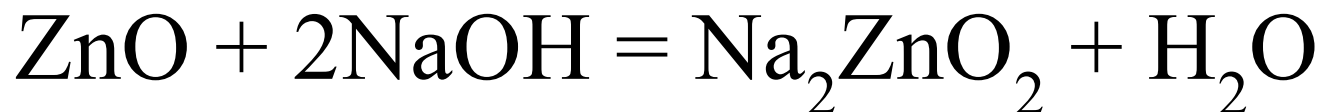
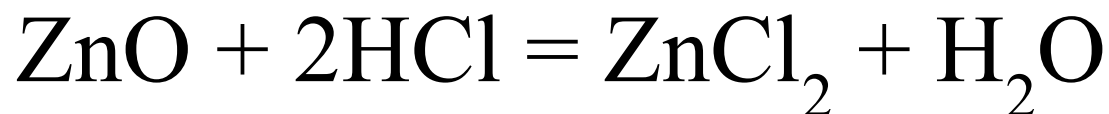




Химические свойства оксидов



Амфотерные:



Кислоты

1) растворимые и нерастворимые

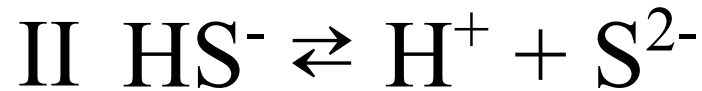
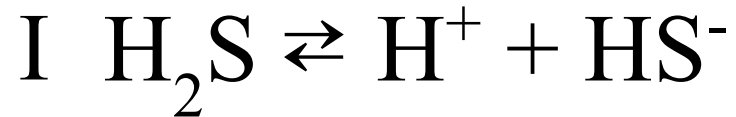


2) кислородсодержащие - H_2SO_4 , HNO_3
бескислородные - HCl , HCN

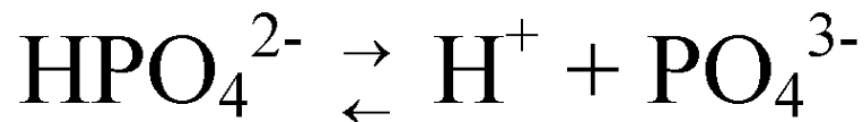
3) одноосновные - HCl , HNO_3 ,



двухосновные - H_2S , H_2SO_4 ,



трехосновные - H_3PO_4

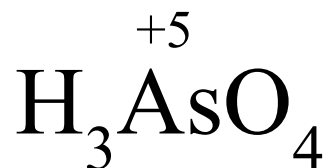


МНОГООСНОВНЫЕ

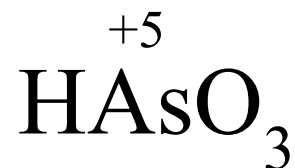
4) сильные HCl , HNO_3
слабые H_2SO_3 , HNO_2

5) орто- и метакислоты

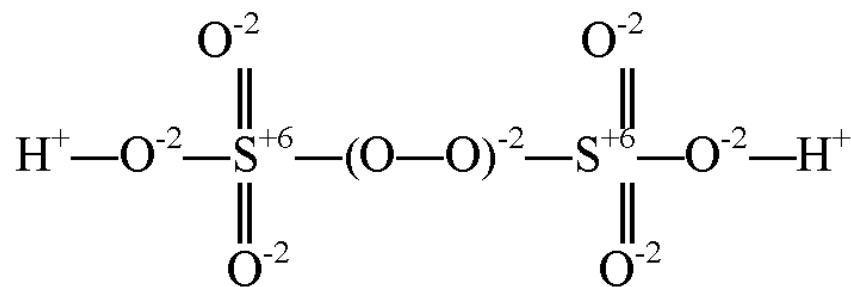
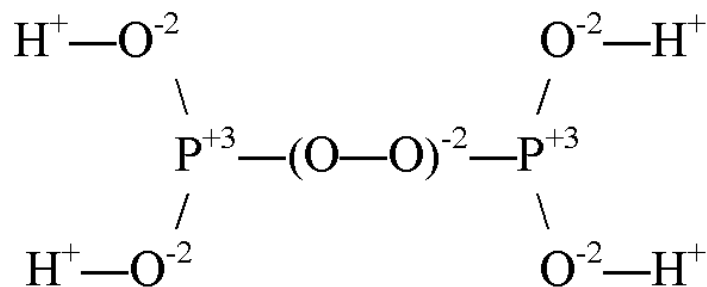
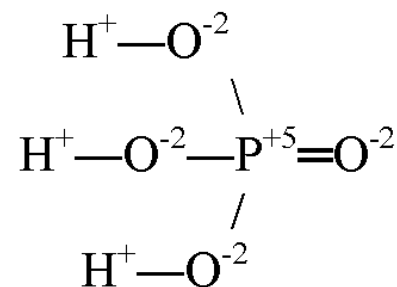
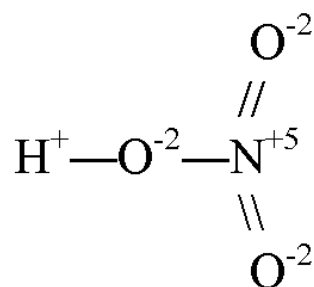
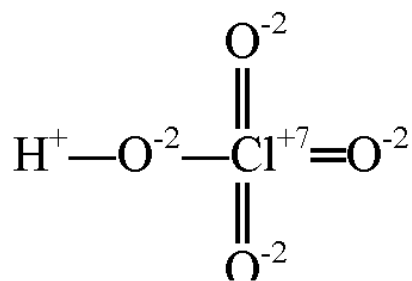
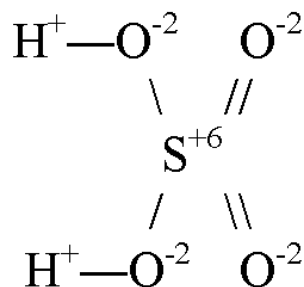
ортомышьяковая



метамышьяковая



Примеры названий кислот и структурно-графические формулы

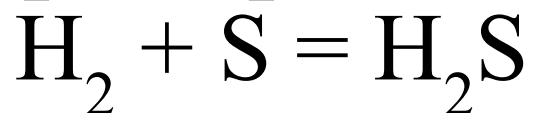
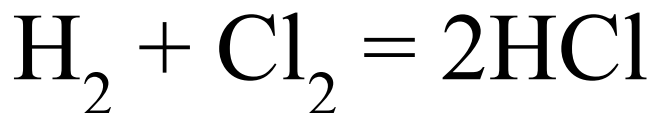


Важнейшие кислоты и названия соответствующих средних солей

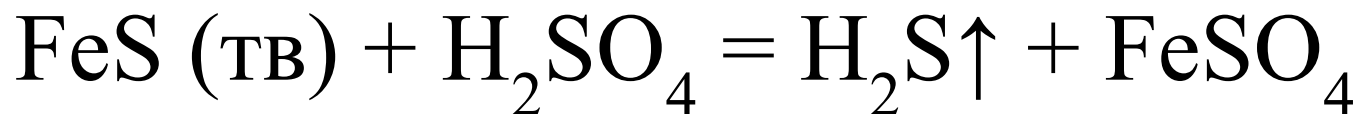
Название кислоты	Формула	Название соответствующих средних солей
Азотная	HNO_3	Нитраты
Азотистая	HNO_2	Нитриты
Кремниевая	H_2SiO_3	Силикаты
Марганцовая	HMnO_4	Перманганаты
Метафосфорная	HPO_3	Метафосфаты
Ортофосфорная	H_3PO_4	Ортофосфаты (фосфаты)
Дифосфорная (пирофосфорная)	$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$	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

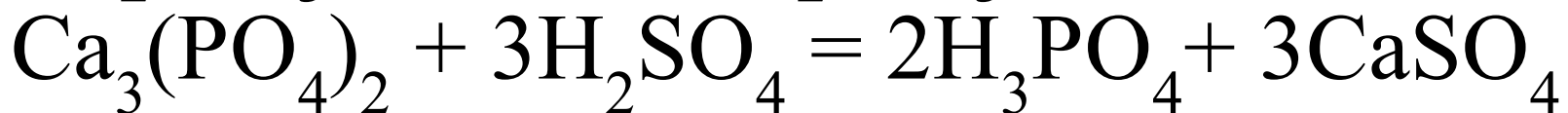
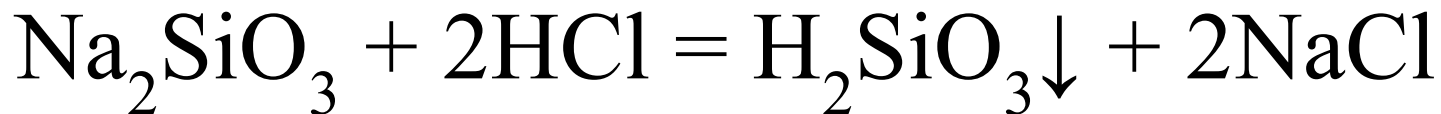


Кислородсодержащие кислоты

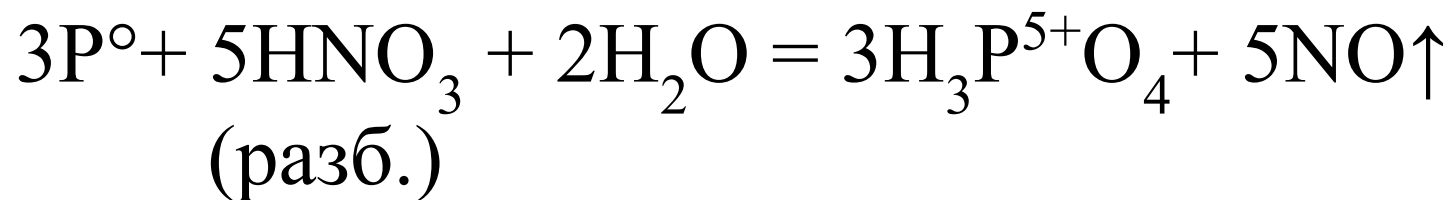
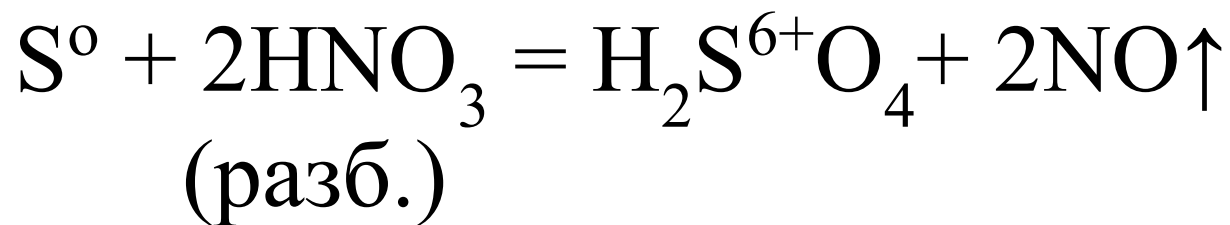
1. Взаимодействие кислотных оксидов с водой



2. Взаимодействие солей с кислотами

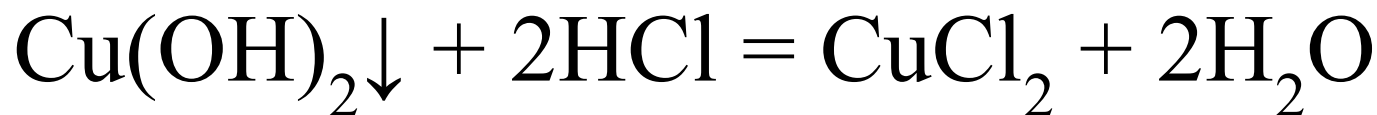


3. Окисление некоторых простых веществ

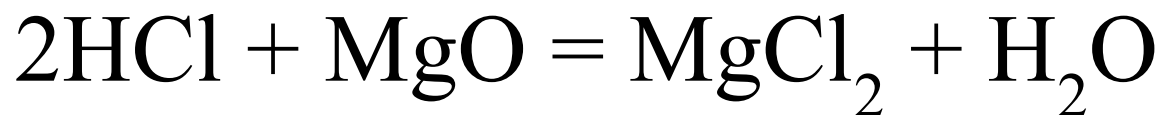


Химические свойства кислот

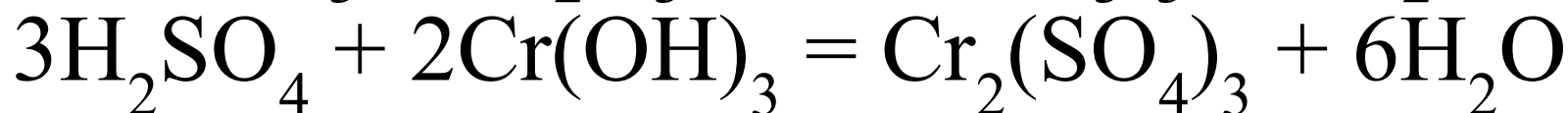
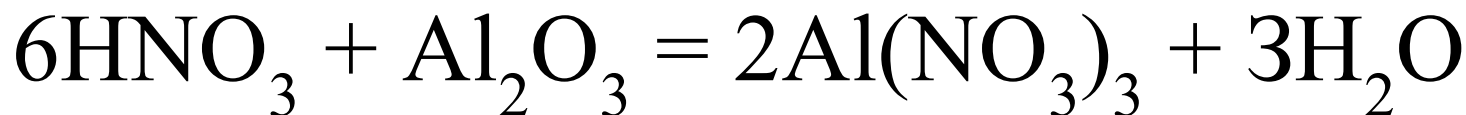
- Взаимодействие с основаниями (реакции нейтрализации)



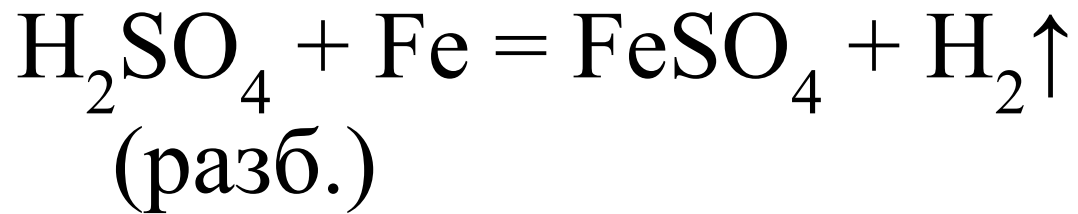
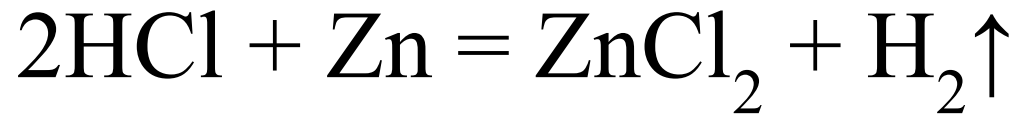
- Взаимодействие с основными оксидами



- Взаимодействие с амфотерными оксидами и гидроксидами



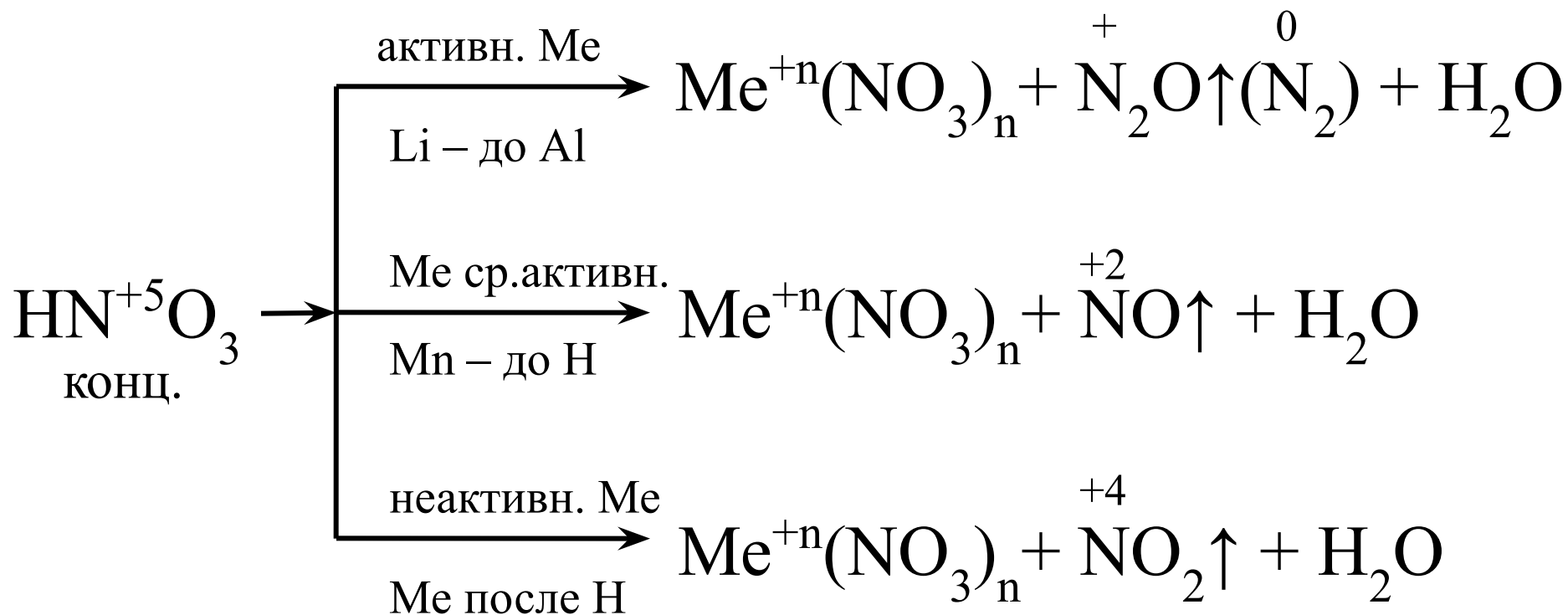
- Взаимодействие с металлами, расположенными в ряду напряжений до водорода

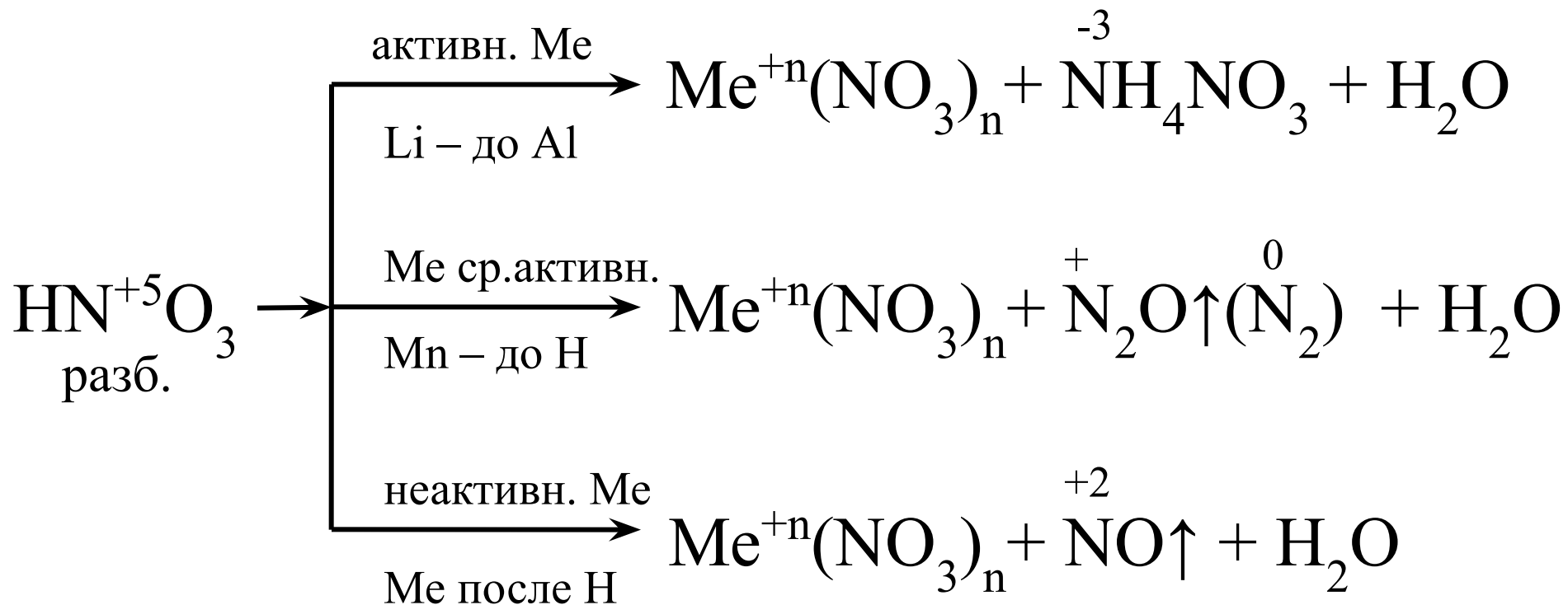


- Взаимодействие с солями слабых или летучих кислот









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

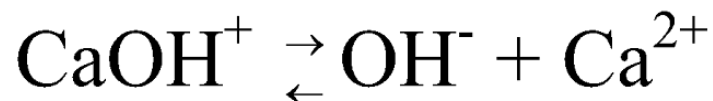
3) По кислотности

однокислотные - LiOH , KOH ,

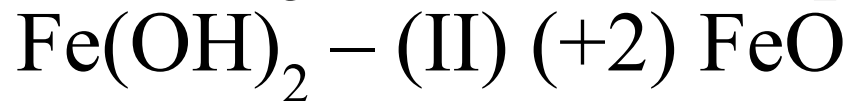
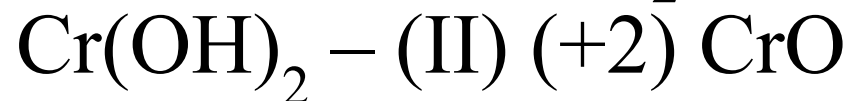
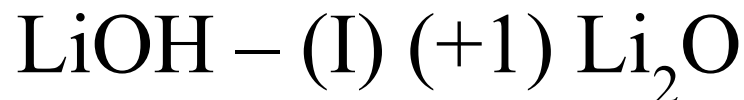
двухкислотные - $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$

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

Многокислотные основания диссоциируют
в несколько ступеней

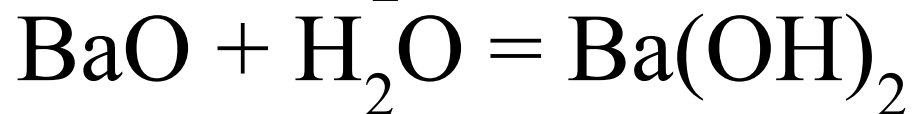
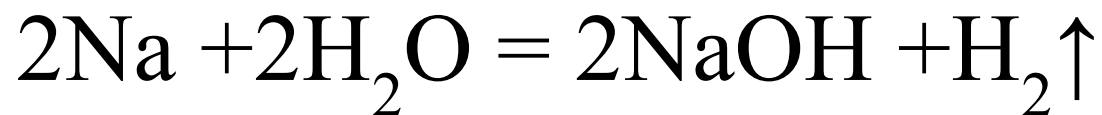


Основания и соответствующие им оксиды:

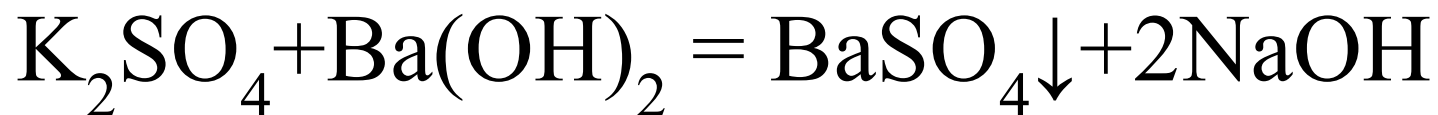
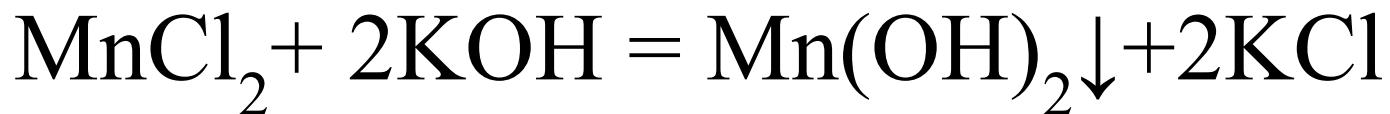


Способы получения гидроксидов

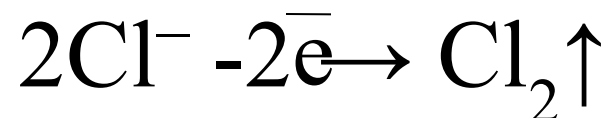
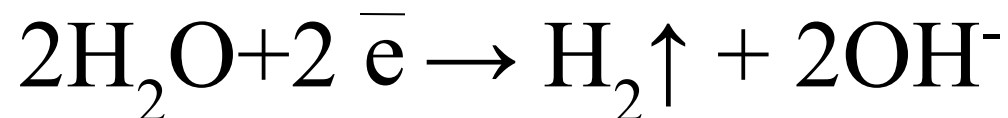
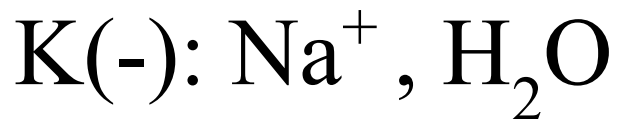
1. Взаимодействие активных металлов и их оксидов с водой



2. Взаимодействие солей со щелочами

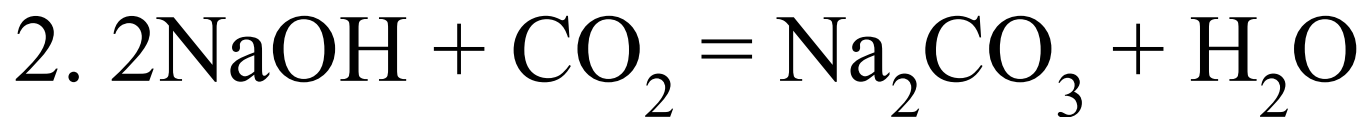
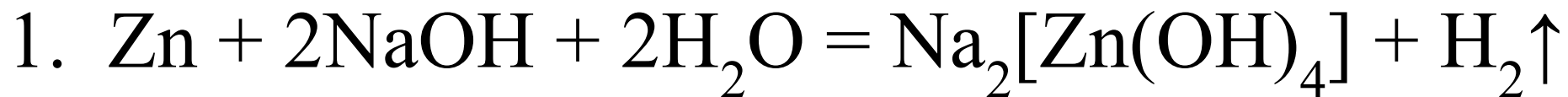


3. Электролиз растворов



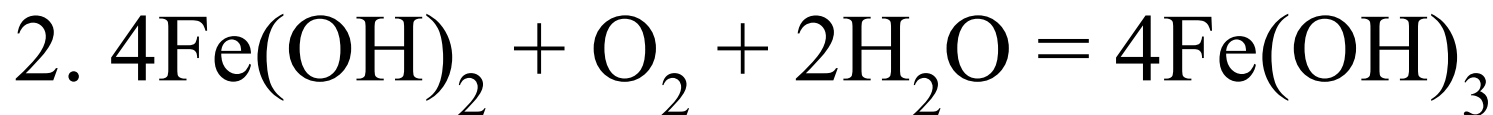
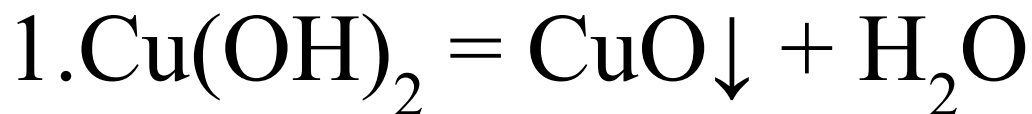
Химические свойства оснований

Свойства растворимых оснований

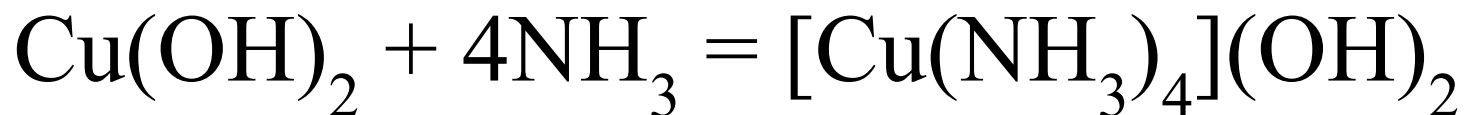


Свойства нерастворимых оснований

t



3. Гидроксиды d-металлов вступают в реакции комплексообразования:



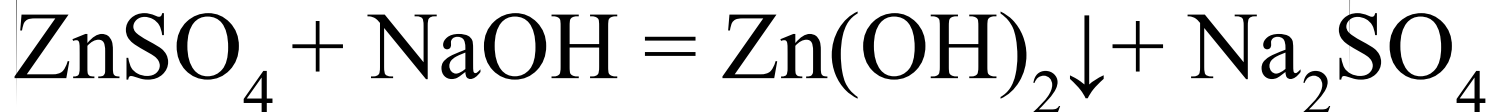
Амфотерные гидроксиды (амфолиты)



основание

кислота

Получение амфотерных гидроксидов

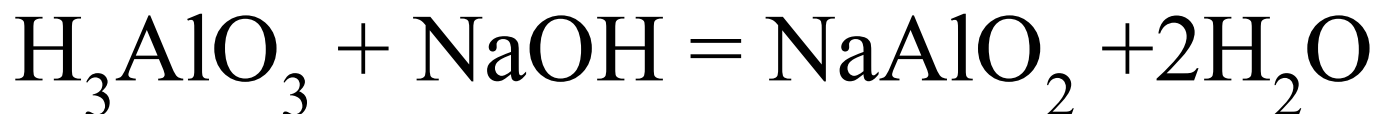
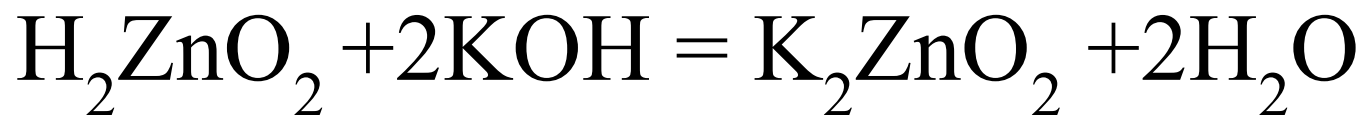


Химические свойства

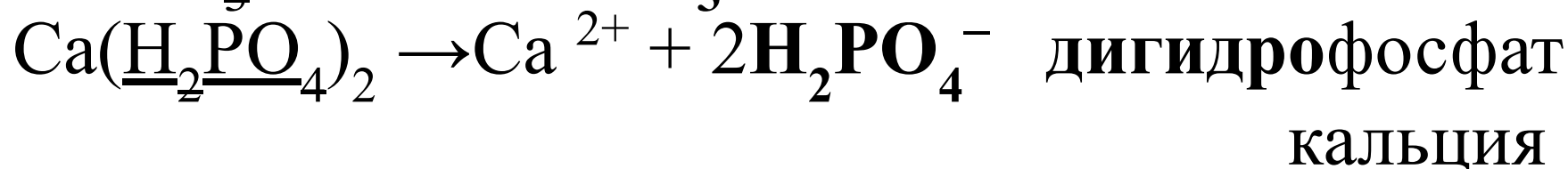
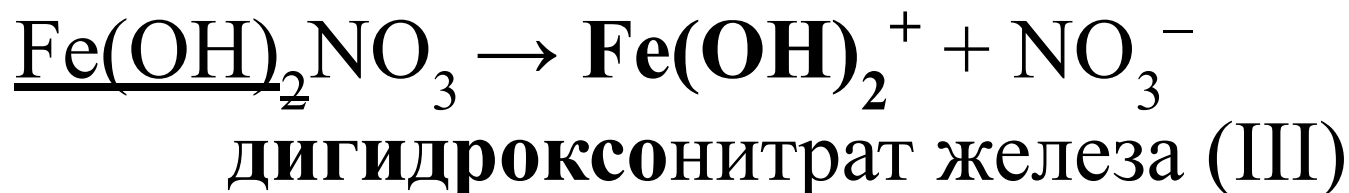
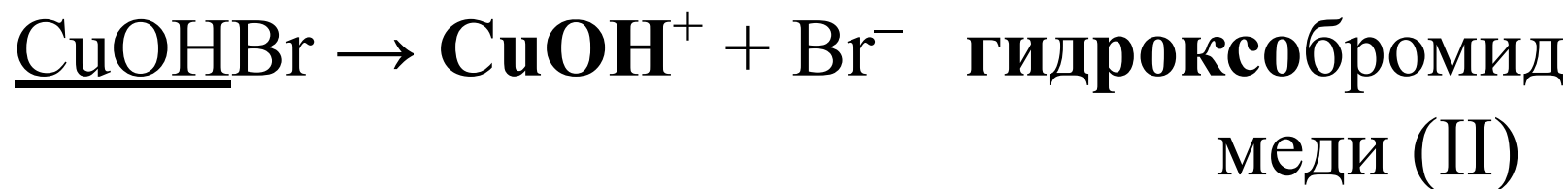
1. Основные свойства



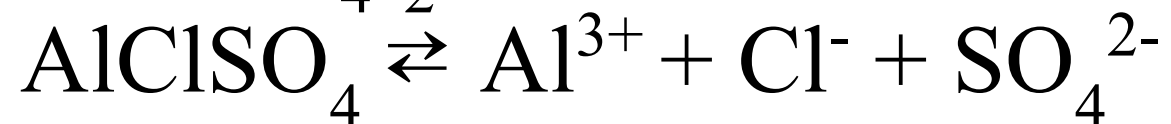
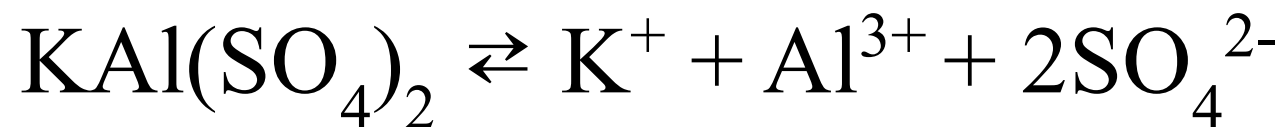
2. Кислотные свойства



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

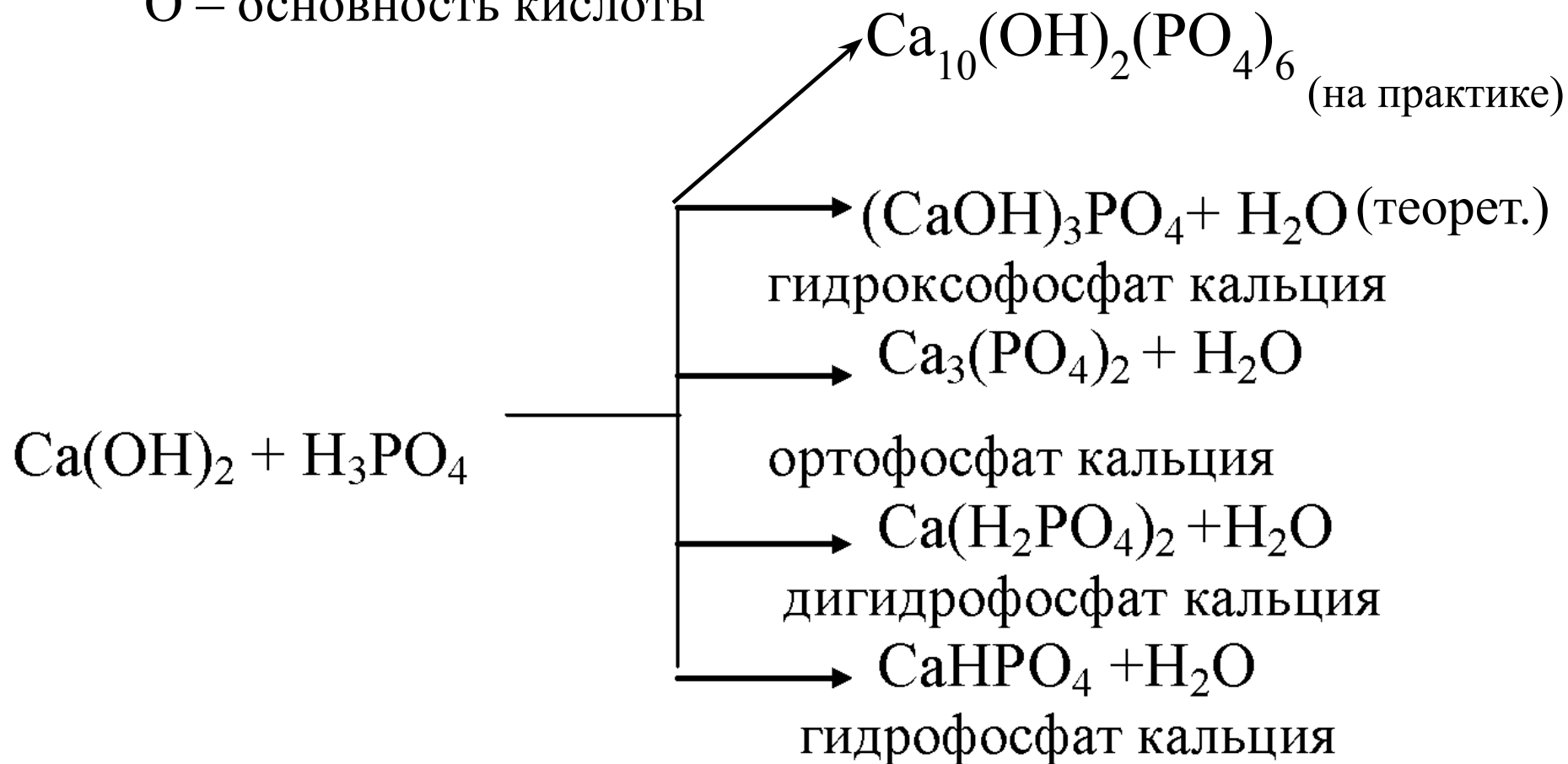
6) Кристаллогидраты $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$,
 $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$,
 $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$

Теоретическая схема получения солей взаимодействием гидроксида и кислоты

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

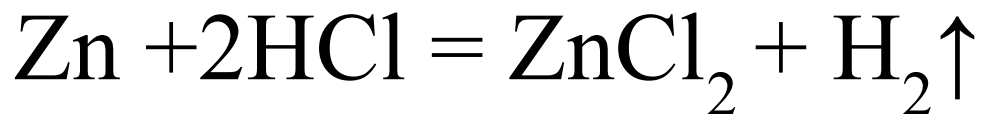
где K – кислотность основания,

O – основность кислоты

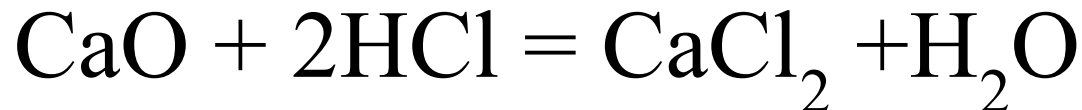


Способы получения солей

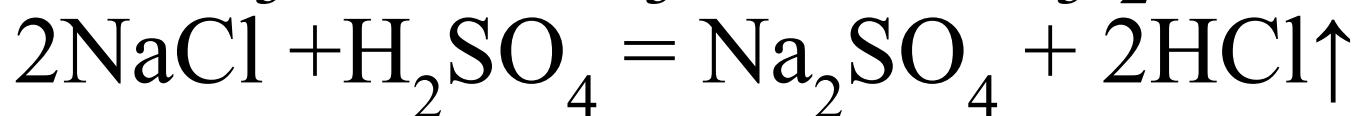
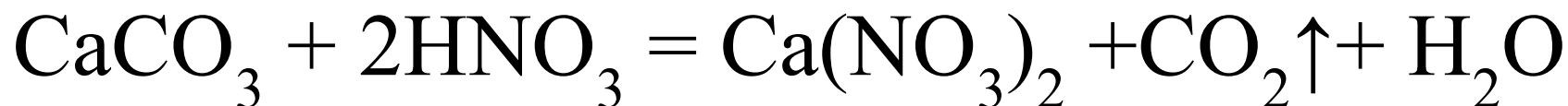
Взаимодействие металла с кислотой



Взаимодействие основного оксида с кислотой



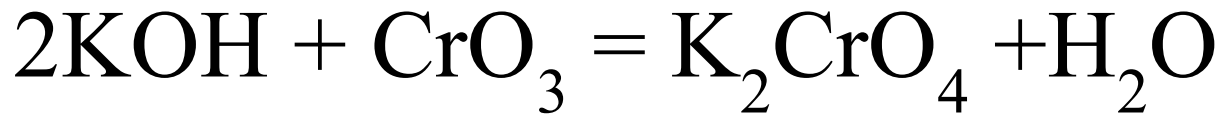
Взаимодействие соли с кислотой



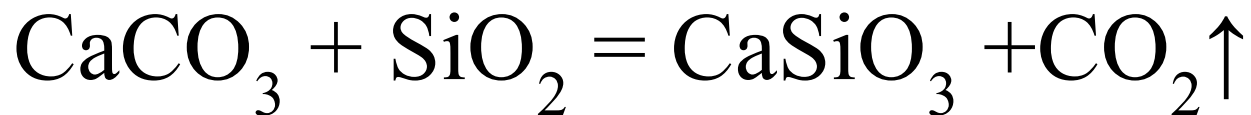
Взаимодействие основного оксида с
кислотным



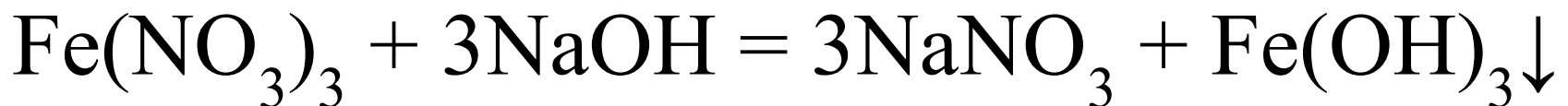
Взаимодействие гидроксида с кислотным
оксидом



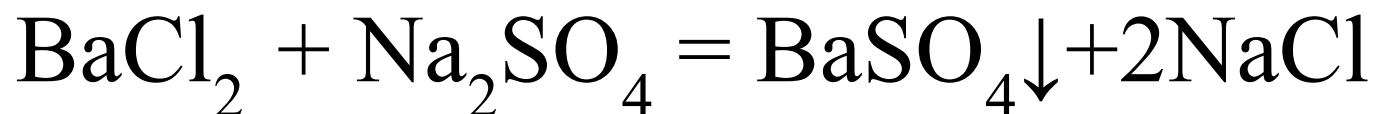
Взаимодействие соли с кислотным
оксидом



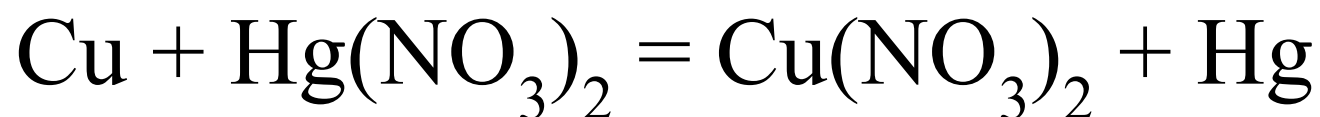
Взаимодействие гидроксида с солью



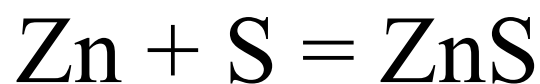
Взаимодействие двух солей



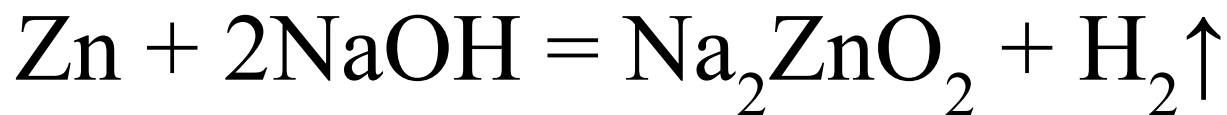
Взаимодействие металла с солью



Взаимодействие металла с неметаллом



Взаимодействие металла со щелочью

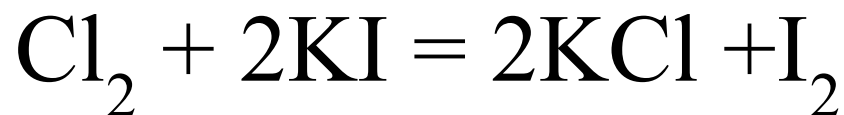


Взаимодействие неметалла со

щелочью



Взаимодействие неметалла с солью

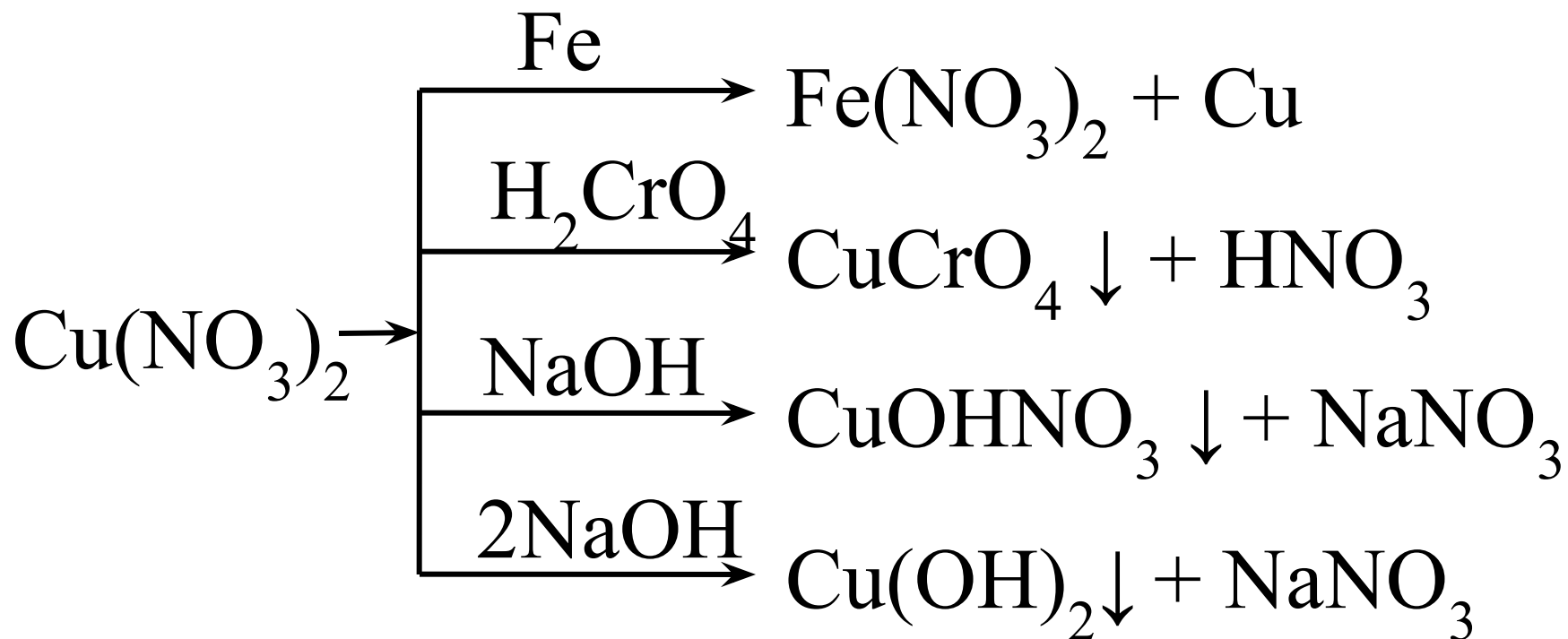


Термическое разложение солей

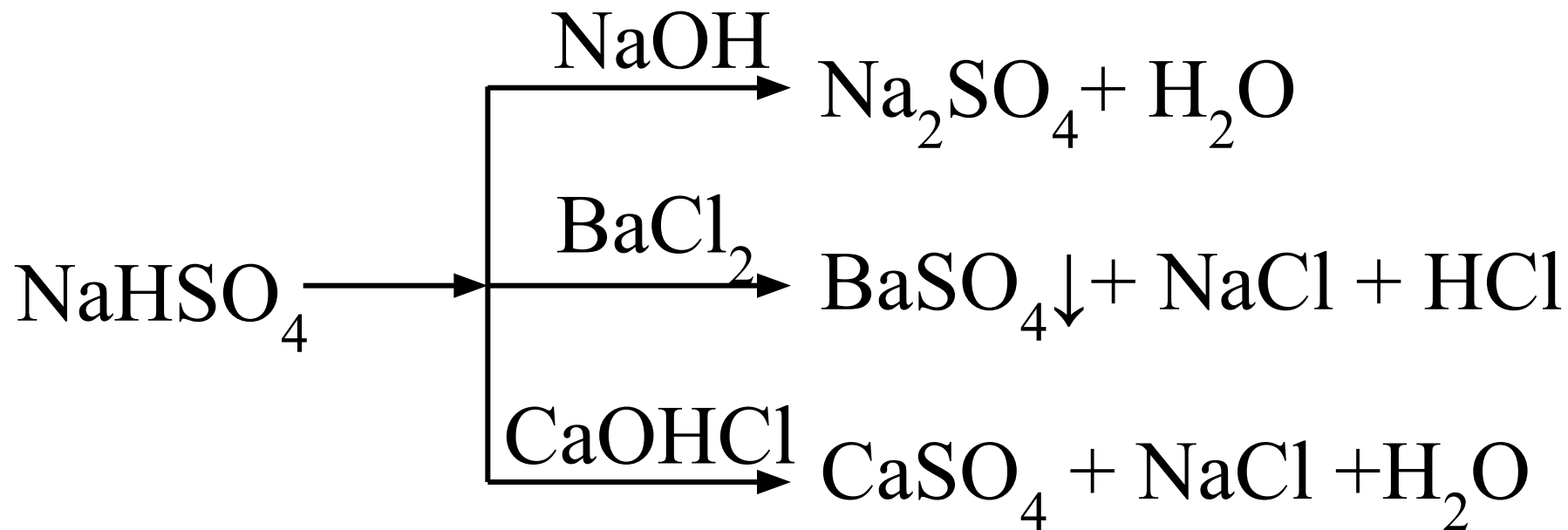


Химические свойства солей

1. Средние соли



2. Кислые соли



3. Основные соли

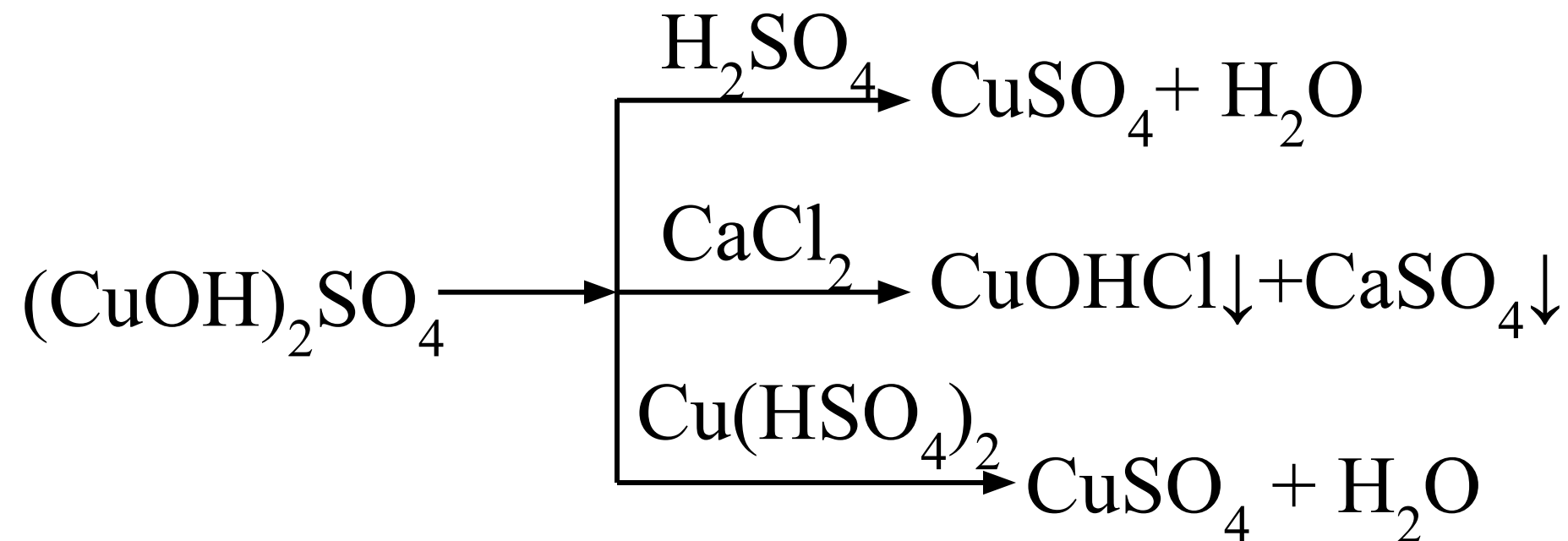


Схема получения солей кислых и основных из средних

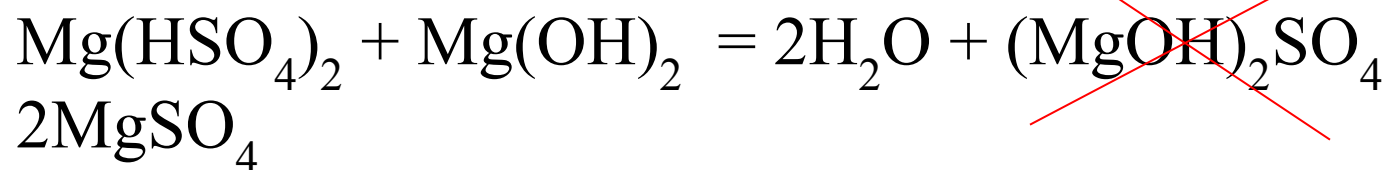
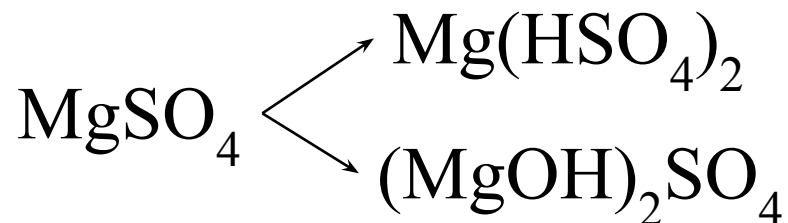
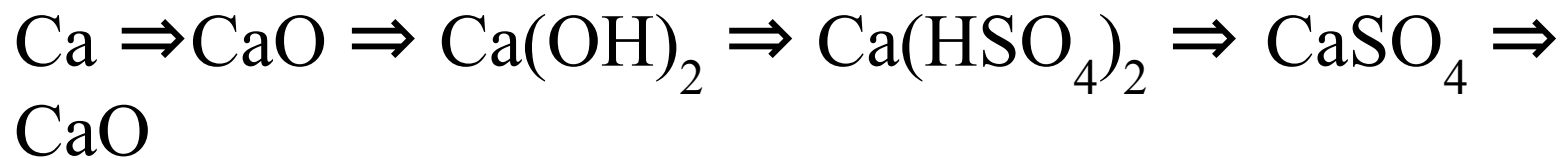
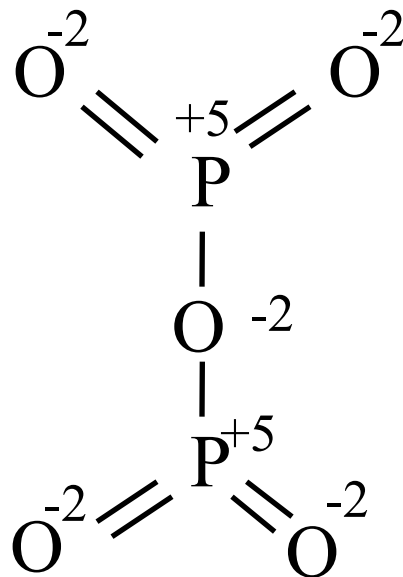
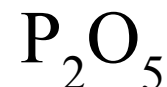
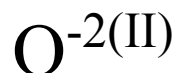
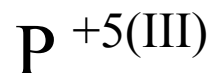
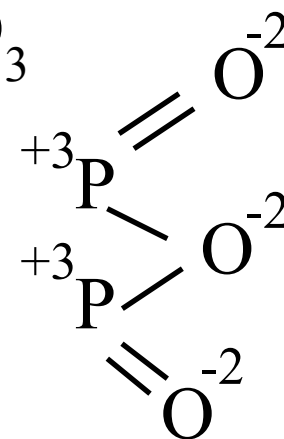
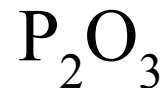
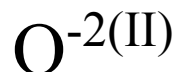
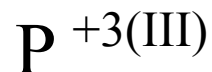


Схема взаимных превращений различных классов соединений



1. $2\text{Ca} + \text{O}_2 = 2\text{CaO}$
2. $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca(OH)}_2$
3. $\text{Ca(OH)}_2 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Ca(HSO}_4)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
4. $\text{Ca(HSO}_4)_2 + \text{Ca(OH)}_2 = 2\text{CaSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
5. $\text{CaSO}_4 \xRightarrow{t} \text{CaO} + \text{SO}_3$

Схема составления структурно-графических формул

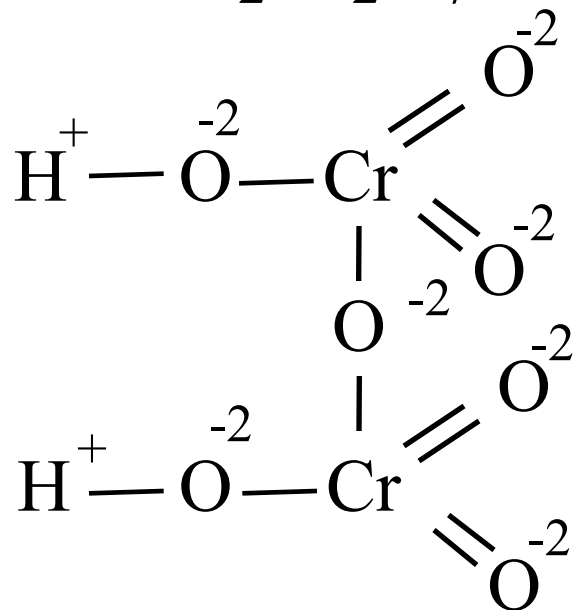
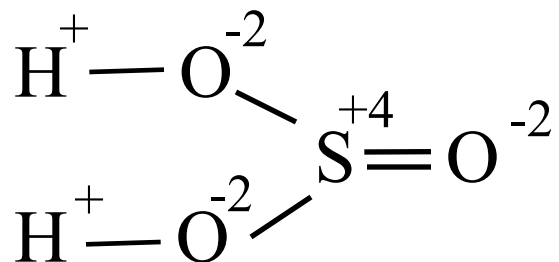
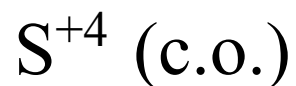


Определение степени окисления и составление СГФ



$$2(+1) + 1x + 3(-2) = 0$$

$$x = +4$$



58 Генетическая связь классов неорганических соединений

