

Лекция № 14

Химия неметаллов. Общая характеристика.

продолжение

Кислородные соединения галогенов

I



Желто-оранж. газ

IV



Желтый газ

VI



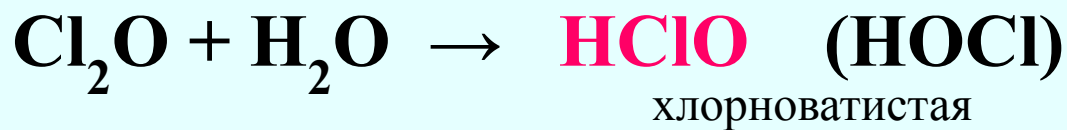
Темно-красная жидкость

соли

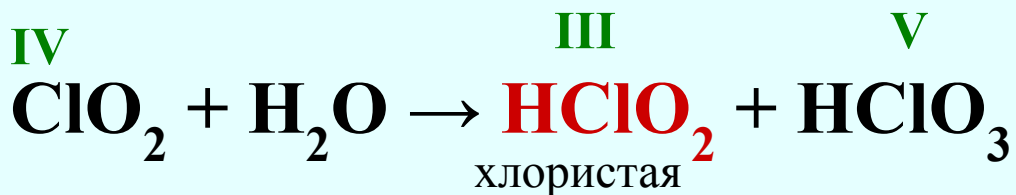
VII



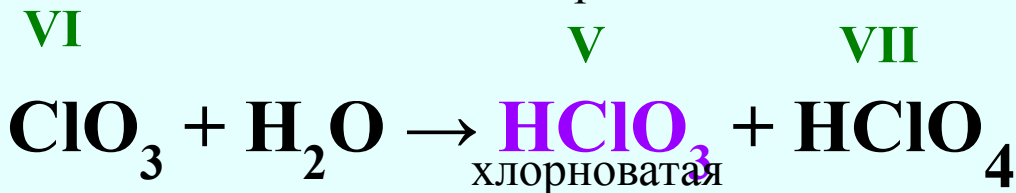
Бесцветная жидкость



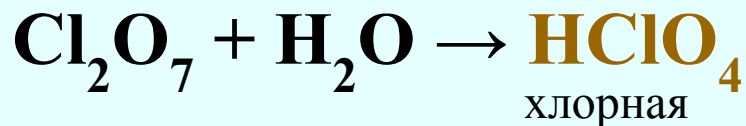
гипохлориты



хлориты



хлораты



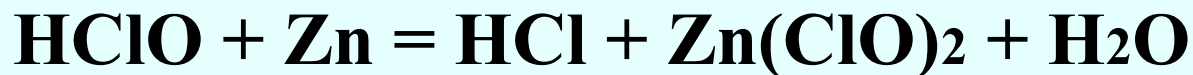
перхлораты

Сила кислот



Окислительные свойства

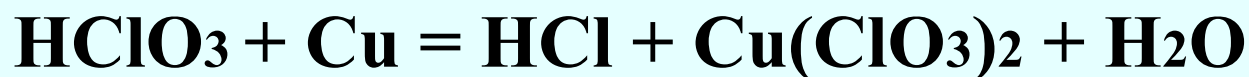
I



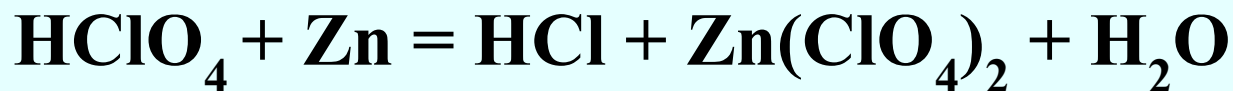
III



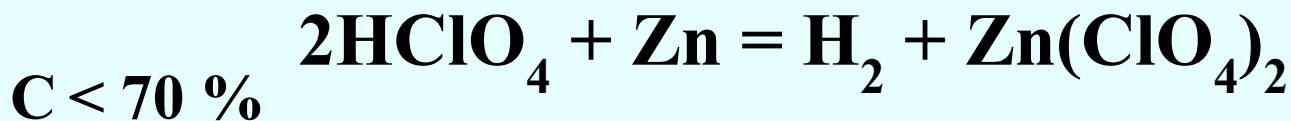
V



VII



C > 70 %



ОКИСЛИТЕЛЬНЫЕ СВОЙСТВА

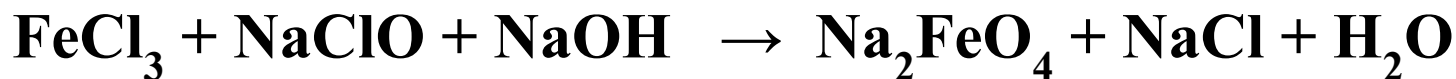
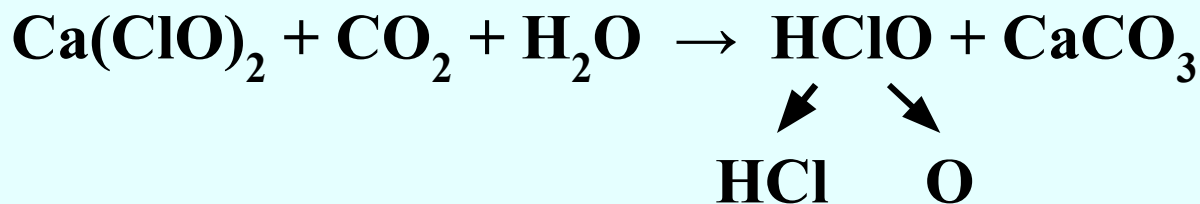
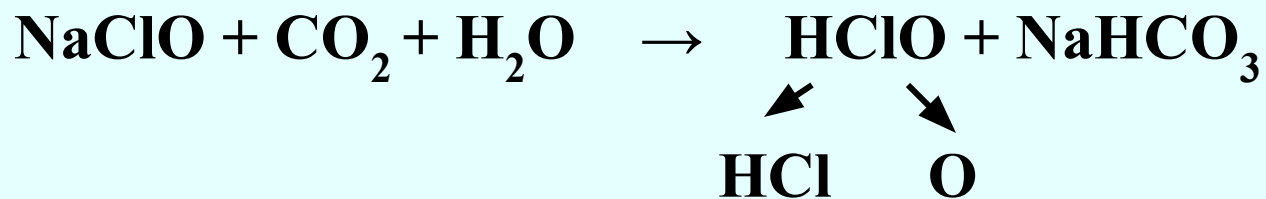
Соли кислородсодержащих кислот

Гипохлориты

NaClO - гипохлорит натрия

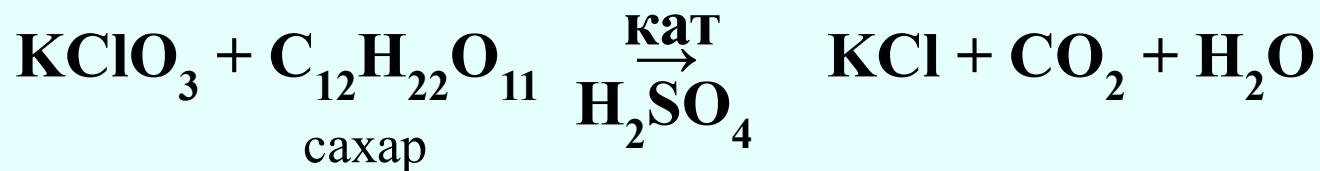
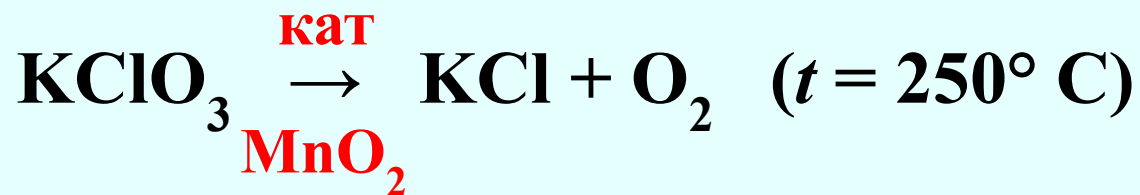
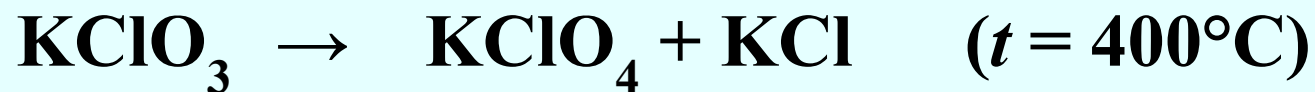


жавелева вода

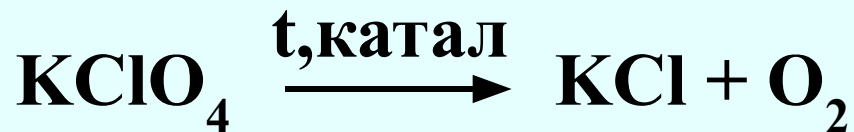


Хлораты

KClO_3 - бертолетова соль



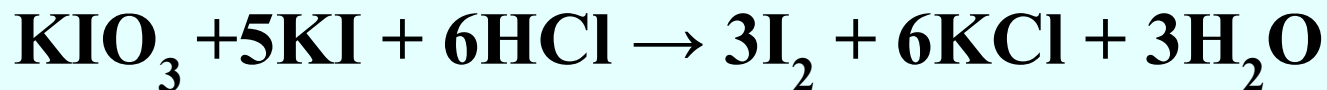
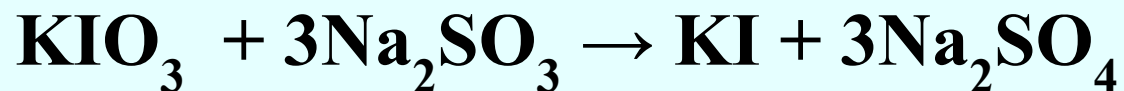
Перхлораты



Кислородсодержащие кислоты брома и йода

HBrO_3 Бромноватая кислота - броматы

HIO_3 Йодноватая кислота - йодаты



Кислородные соединения халькогенов

+IV

SO_2
Бесцв. газ

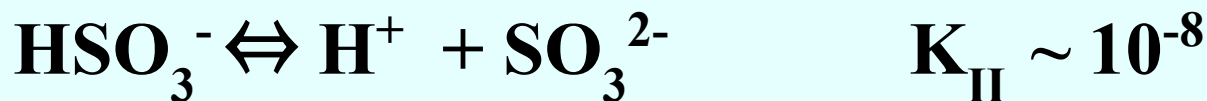
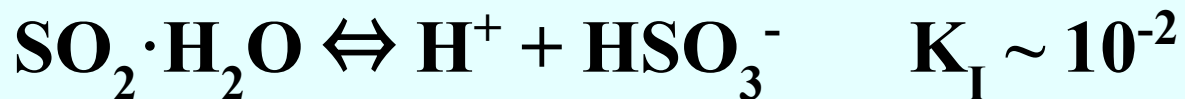
SeO_2
Бел., тв.

TeO_2
Бел., тв.

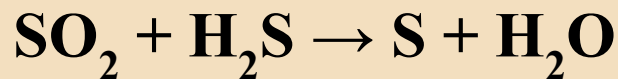
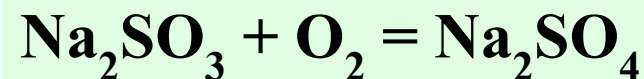
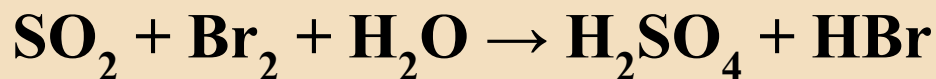
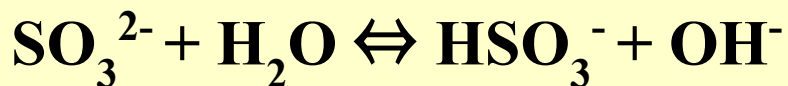
H_2SO_3

H_2SeO_3

H_2TeO_3

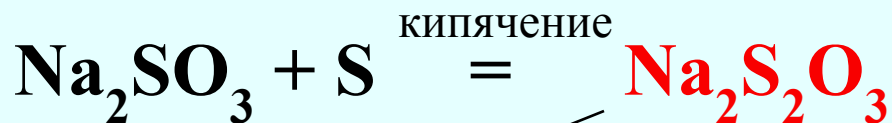


Не выделена
в свободном
состоянии

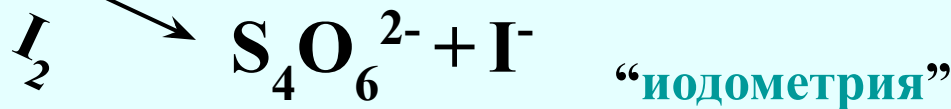
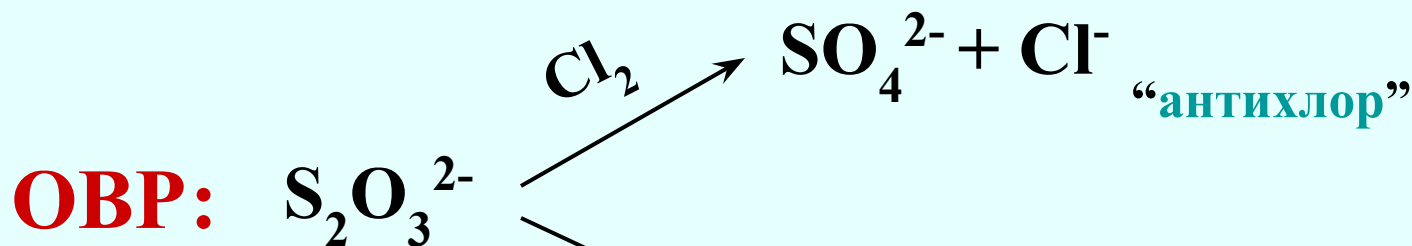
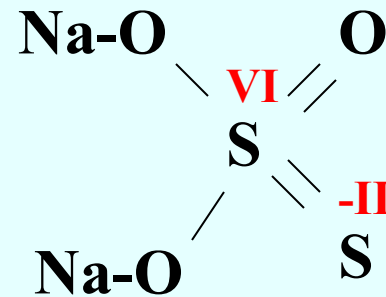
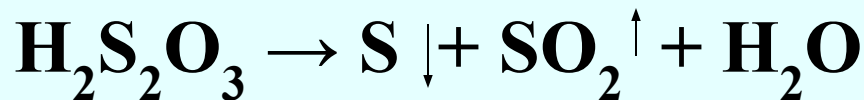


Тиосульфат натрия (или гипосульфит)

Реакции сульфитов с серой:



HCl



Тетратионат-ион



+VI

ОКСИДЫ



твердое в-во,
при $t > 17^\circ\text{C}$ - бесцветная ж-ть



бел., тв.



желт., тв.

КИСЛОТЫ



бесцв. ж-ть



бел., тв.



бел., тв.

ж-сть

Сильные кислоты

Сульфаты

Селенаты

Теллулаты

Кислотные свойства

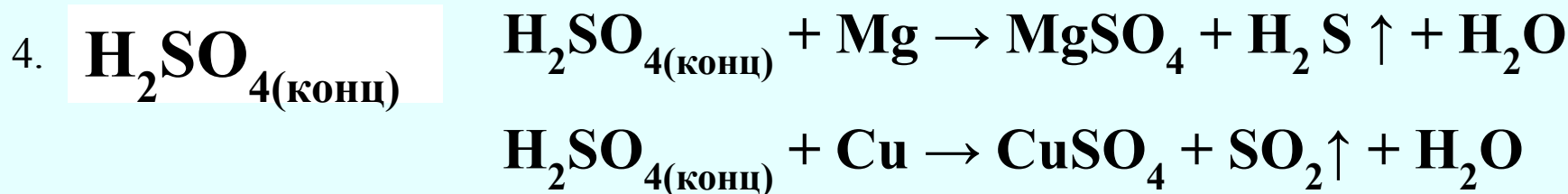
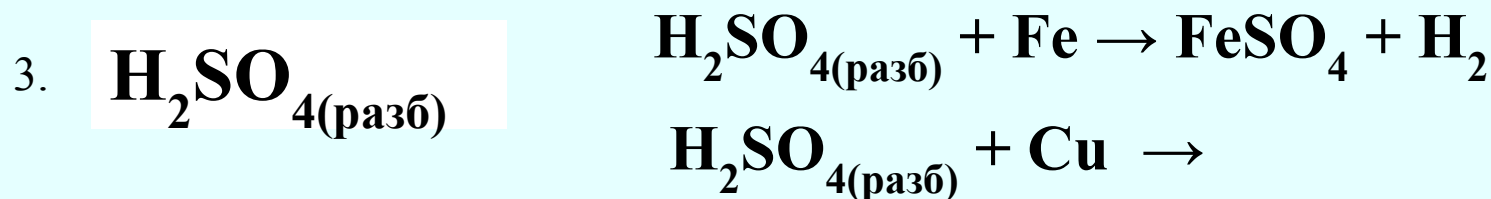
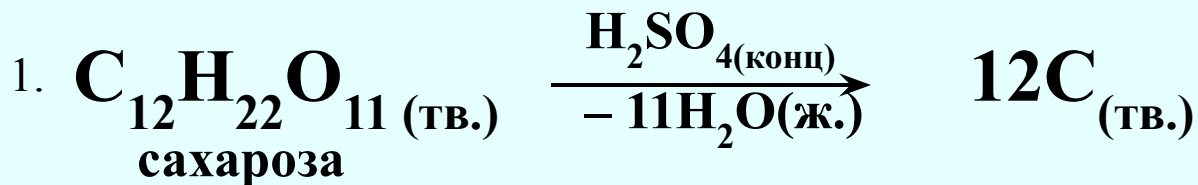


Окислительная активность





98,3 % р-р H_2SO_4 : $\rho = 1,84 \text{ г/см}^3$, $t_{\text{кип.}} 338 \text{ }^\circ\text{C}$, $t_{\text{затв.}} 10,4 \text{ }^\circ\text{C}$



Соли серной кислоты

Соли – **сульфаты и гидросульфаты.**



видео №11

Имеют наибольшее практическое значение:

$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ - медный купорос

$\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ - железный купорос

$\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ - цинковый купорос

- фотография

- медицина

- крашение
тканей

$\text{M}^{\text{I}}\text{M}^{\text{III}}(\text{SO}_4)_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ - квасцы

$\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ - алюмокалиевые квасцы

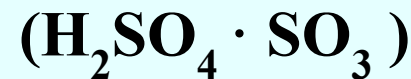
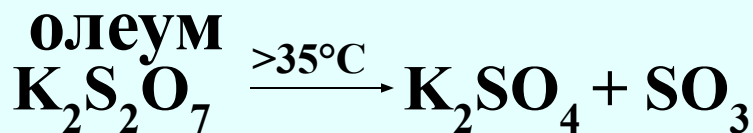
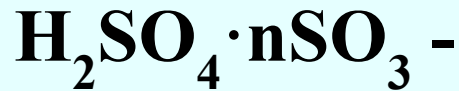
$\text{KCr}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ - хромокалиевые квасцы

- медицина

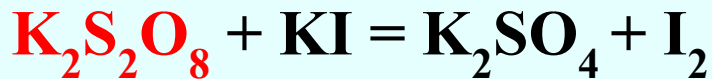
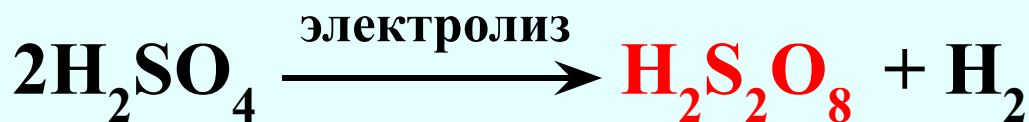
- производство

бумаги

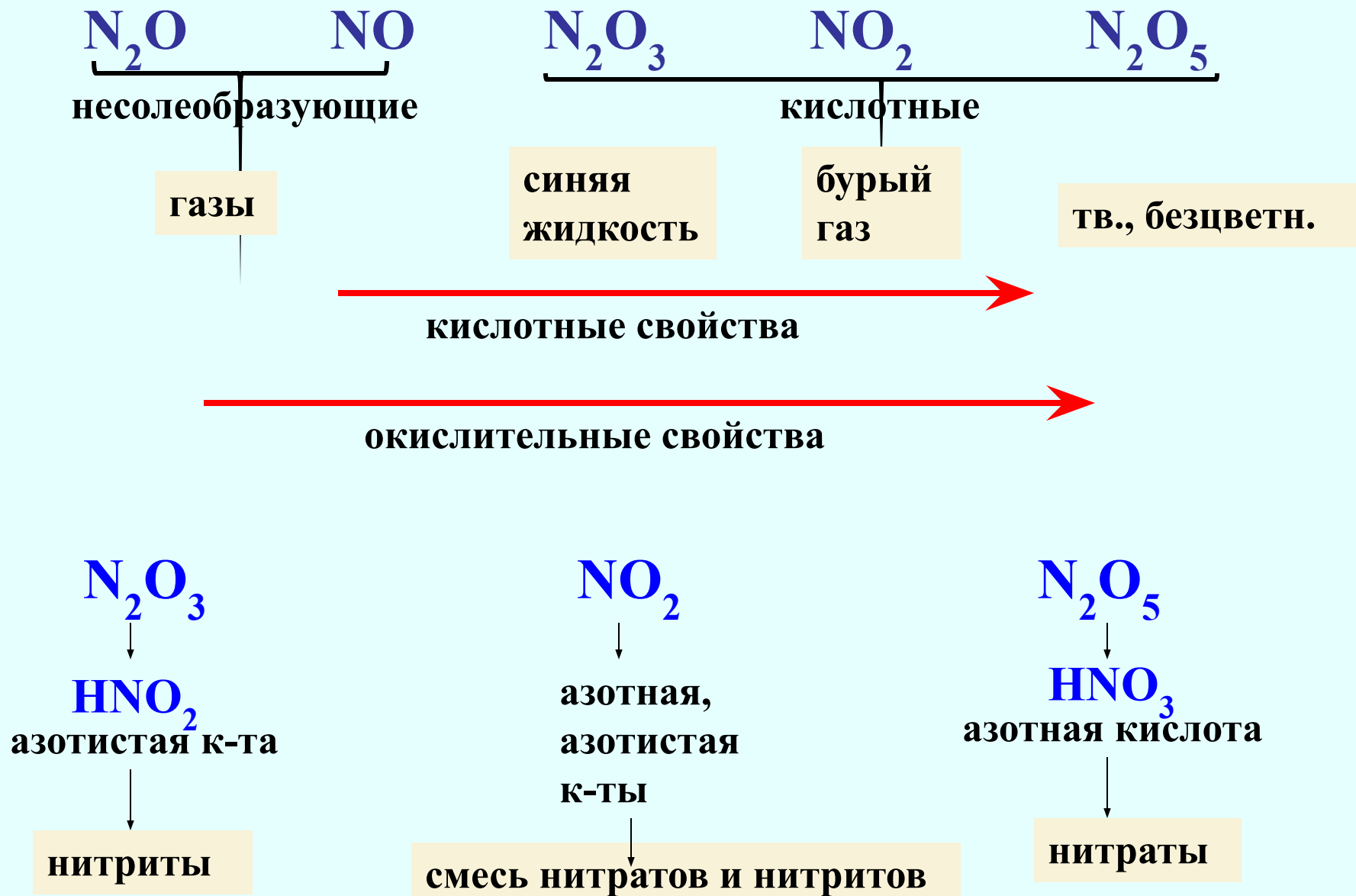
Пиросерная (двусерная) кислота и ее соли



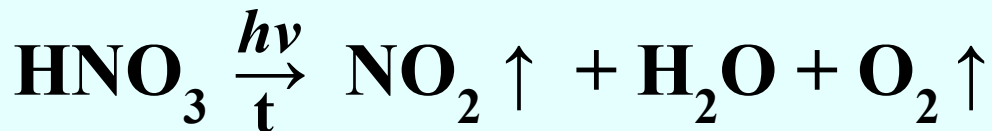
Пероксодисерная кислота и ее соли



Кислородные соединения азота



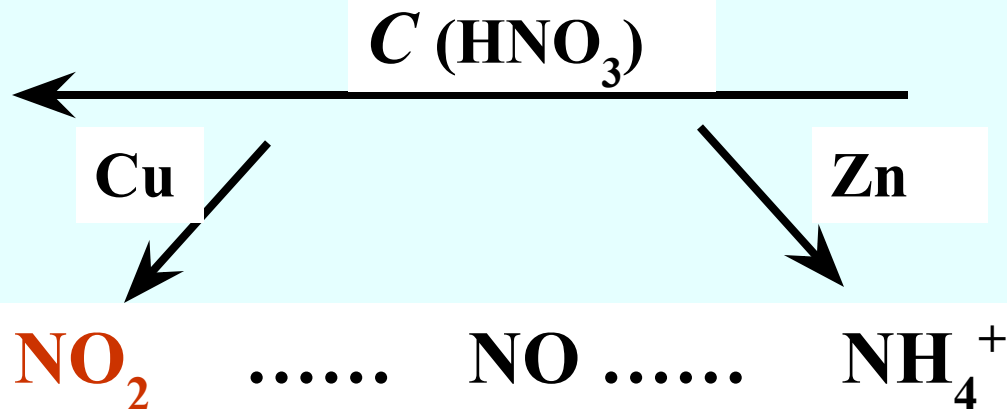
HNO_3 – бесцвет. жидк., 98-100 %, $\rho = 1,5 \text{ г/см}^3$, $t_{\text{кип}} = 86 \text{ }^\circ\text{C}$.



HNO_3 - **сильная кислота, в ОВР -сильный окислитель**

С металлами:

Чем выше $C(\text{HNO}_3)$
и менее активен
металл, тем меньше
восстанавливается
азот.

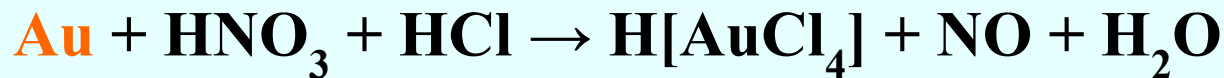


Никогда не выделяется водород !

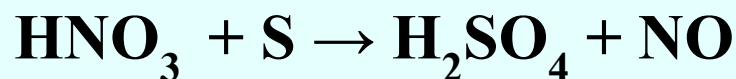
HNO_3 (конц.) пассивирует Fe, Al, Cr, V, Bi, ... (на холоду)

HNO_3 не р-ряет Au, Pt, Ru, Ir, Os, Ta, W...

Царская водка: $\text{HNO}_3 + \text{HCl} = 1:3$ Р-ряет Au, Pt



С неметаллами:



Нитраты:

При нагревании разлагаются с выделением кислорода (O_2)

Эл.-хим. ряд напряжений Met.

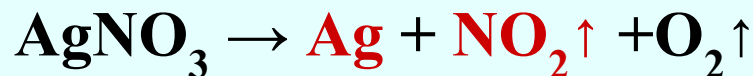
До Mg:



От Mg до Cu :

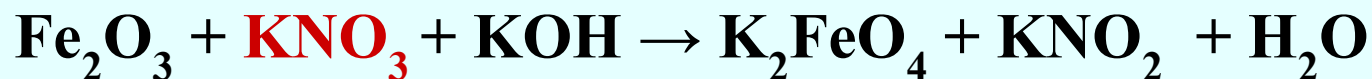


После Cu :

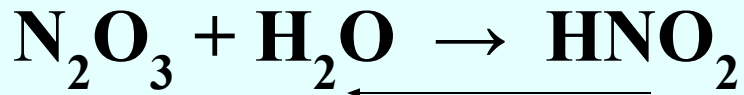


Нитраты натрия, калия, аммония, кальция - селитры

в ОВР :

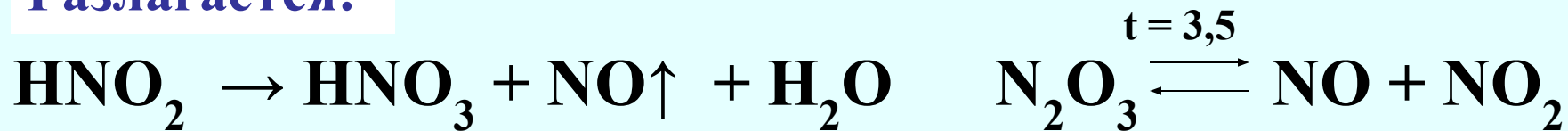


HNO_2 - азотистая кислота



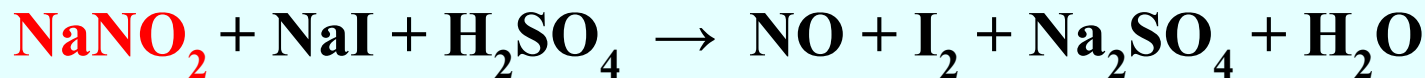
нестойкая, слабая к-та,
сущ-ет в водном р-ре
при низких тем-рах

Разлагается:



Нитриты Хорошо растворимы в воде (кроме AgNO_2), ядовиты

В ОВР – двойственная природа: $\text{NaNO}_2 + \text{NaClO}_3 \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{NaCl}$
восстановитель

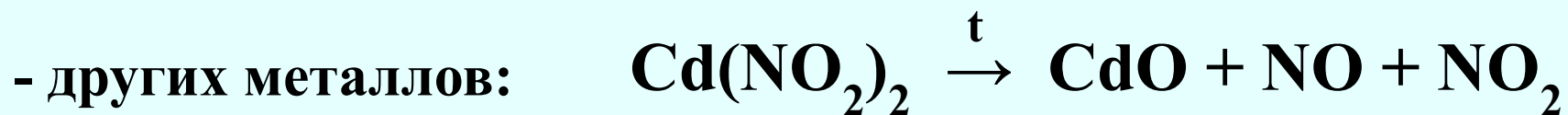


окислитель

Реакции диспропорционирования:



Термическое разложение нитритов:



Нитриты натрия, калия находят применение в пищевой промышленности, в производстве красителей, в фотографии