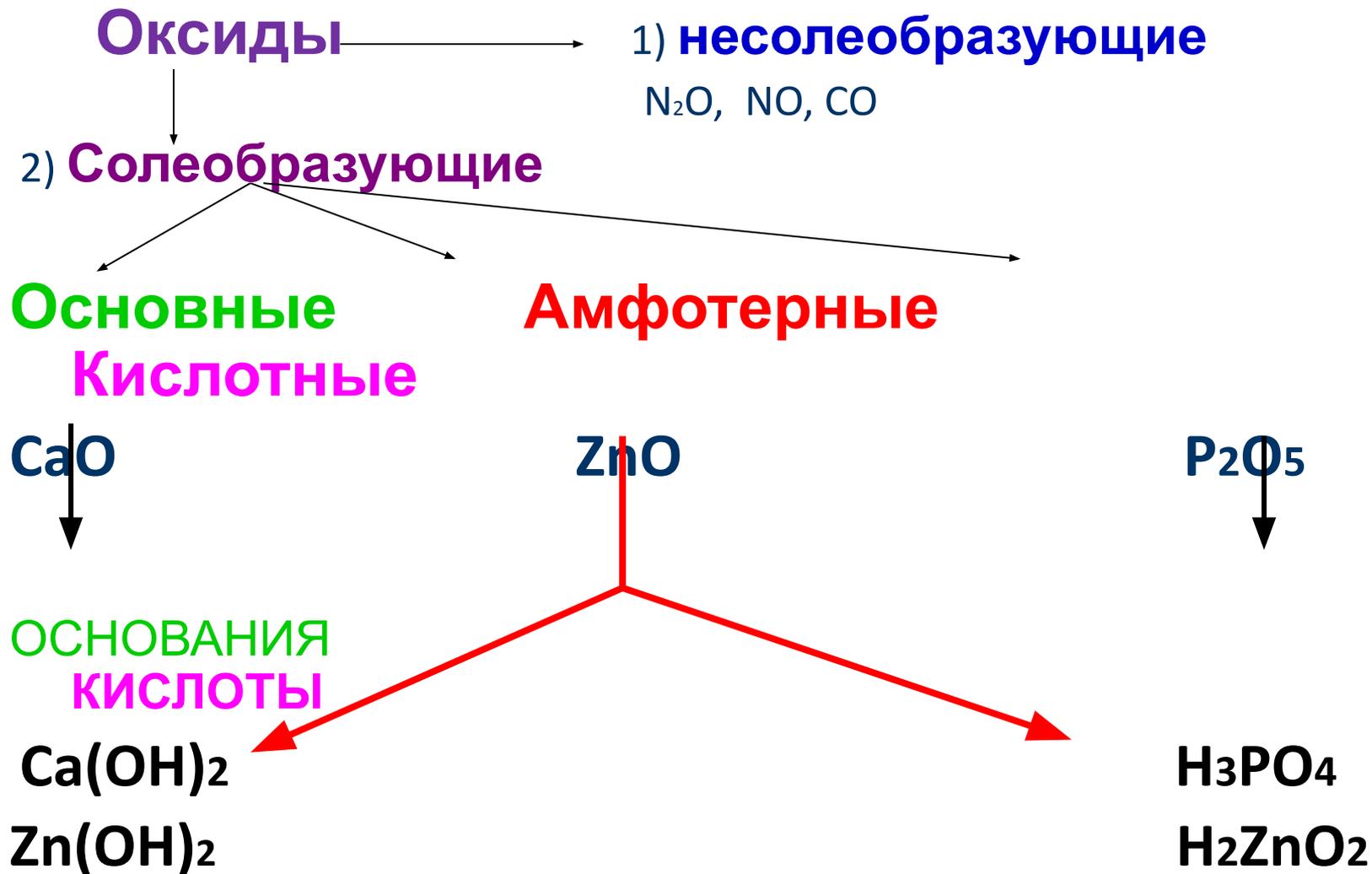


# Кислотно – основные свойства оксидов и гидроксидов

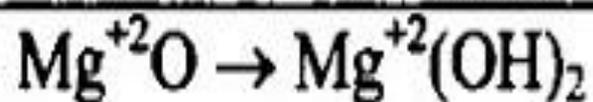
# КЛАССИФИКАЦИЯ ОКСИДОВ



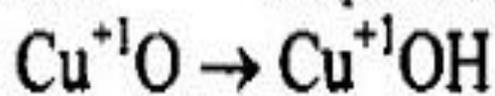
## Классификация оксидов

<b>основные</b>	<b>амфотерные</b>	<b>кислотные</b>
<u>Оксиды металлов,</u> степень окисления которых <b>+1, +2</b>	<u>Оксиды металлов,</u> степень окисления которых <b>+2, +3, +4</b>	<u>Оксиды неметаллов</u> <u>Оксиды металлов,</u> степень окисления которых <b>&gt; +5</b>
<b>Na<sub>2</sub>O</b> <b>CaO</b> <b>CuO</b> <b>FeO</b> <b>CrO</b>	<b>BeO</b> <b>ZnO</b> <b>Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub></b> <b>Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub></b> <b>MnO<sub>2</sub></b>	<b>SO<sub>2</sub></b> <b>SO<sub>3</sub></b> <b>P<sub>2</sub>O<sub>5</sub></b> <b>CrO<sub>3</sub></b> <b>Mn<sub>2</sub>O<sub>7</sub></b>

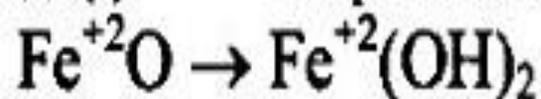
### Основные оксиды



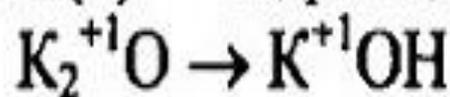
оксид магния                      гидроксид магния



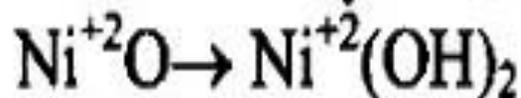
оксид меди(I)                      гидроксид меди(I)



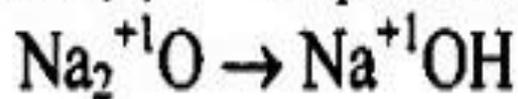
оксид железа(II)                      гидроксид железа(II)



оксид калия                      гидроксид калия

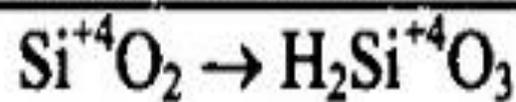


оксид никеля(II)                      гидроксид никеля(II)

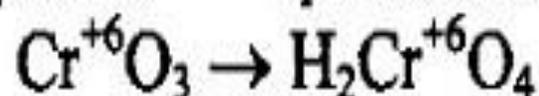


оксид натрия                      гидроксид натрия

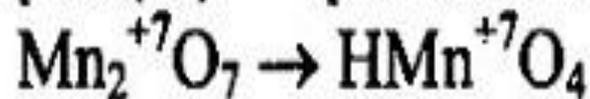
### Кислотные оксиды



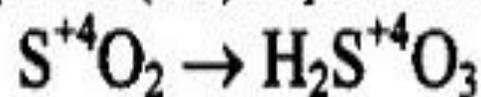
оксид кремния                      кремниевая кислота



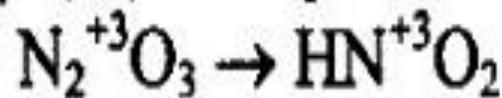
оксид хрома(VI)                      хромовая кислота



оксид марганца(VII) марганцевая кислота



оксид серы(IV)                      сернистая кислота



оксид азота(III)                      азотистая кислота

NO — несолеобразующий оксид

# Амфотерность в свойствах проявляют оксиды металлов и их гидроксиды.

Обозначения:

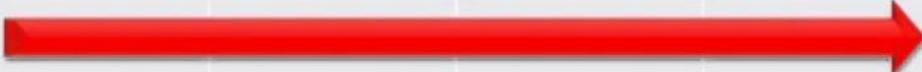
 основные оксиды

 амфотерные оксиды

 кислотные оксиды

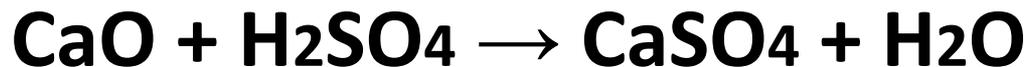
$\text{Li}_2\text{O}$	$\text{BeO}$	$\text{B}_2\text{O}_3$	$\text{CO}_2$	$\text{N}_2\text{O}_3$ $\text{N}_2\text{O}_5$	O	$\text{OF}_2$
$\text{Na}_2\text{O}$	$\text{MgO}$	$\text{Al}_2\text{O}_3$	$\text{SiO}_2$	$\text{P}_2\text{O}_3$ $\text{P}_2\text{O}_5$	$\text{SO}_2$ $\text{SO}_3$	$\text{Cl}_2\text{O}_7$
$\text{K}_2\text{O}$	$\text{CaO}$	$\text{Ga}_2\text{O}_3$	$\text{GeO}_2$	$\text{As}_2\text{O}_3$ $\text{As}_2\text{O}_5$	$\text{SeO}_2$ $\text{SeO}_3$	$\text{Br}_2\text{O}$
$\text{Rb}_2\text{O}$	$\text{SrO}$	$\text{In}_2\text{O}_3$	$\text{SnO}_2$	$\text{Sb}_2\text{O}_5$	$\text{TeO}_3$	$\text{I}_2\text{O}_5$
$\text{Cs}_2\text{O}$	$\text{BaO}$	$\text{Tl}_2\text{O}_3$	$\text{PbO}_2$	$\text{Bi}_2\text{O}_5$	Po	At

# ИЗМЕНЕНИЯ СВОЙСТВ ОКСИДОВ В ПЕРИОДАХ

I	II	III	IV	V	VI	VII
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
$\text{Na}_2\text{O}$ основной оксид	$\text{MgO}$ основной оксид	$\text{Al}_2\text{O}_3$ амфотерный оксид	$\text{SiO}_2$	$\text{P}_2\text{O}_5$	$\text{SO}_3$	$\text{Cl}_2\text{O}_7$
			Кислотные оксиды			
$\text{NaOH}$ щелочь	$\text{Mg}(\text{OH})_2$ слабое основание	$\text{Al}(\text{OH})_3$ амфотерное основание $\text{H}_3\text{AlO}_3$ алюминиевая кислота	$\text{H}_2\text{SiO}_3$ слабая кислота	$\text{H}_3\text{PO}_4$ средняя кислота	$\text{H}_2\text{SO}_4$ сильная кислота	$\text{HClO}_4$ самая сильная кислота
 Основные свойства ослабевают			 Кислотные свойства усиливаются			

# Химические свойства ОСНОВНЫХ ОКСИДОВ

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



2) **О.О. + кислотный оксид = соль**

(реакция соединения)



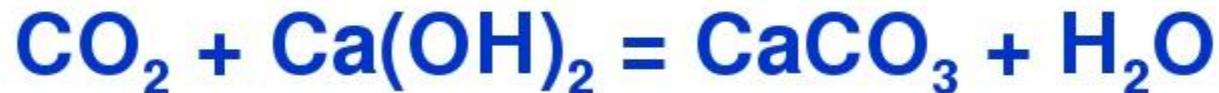
3) **О.О.(раств) + вода = основание  
(щелочь)**

(реакция соединения)



# Химические свойства КИСЛОТНЫХ ОКСИДОВ

1) Реагируют с растворимыми основаниями:



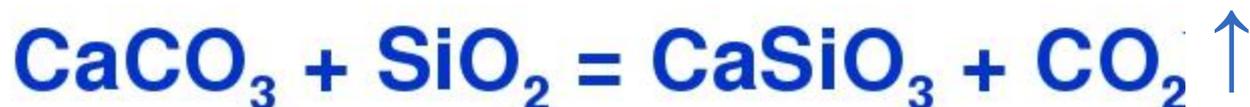
2) Реагируют с водой:



3) Реагируют с основными оксидами:



4) Менее летучие кислотные оксиды вытесняют более летучие из их солей:



# Химические свойства амфотерных оксидов

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

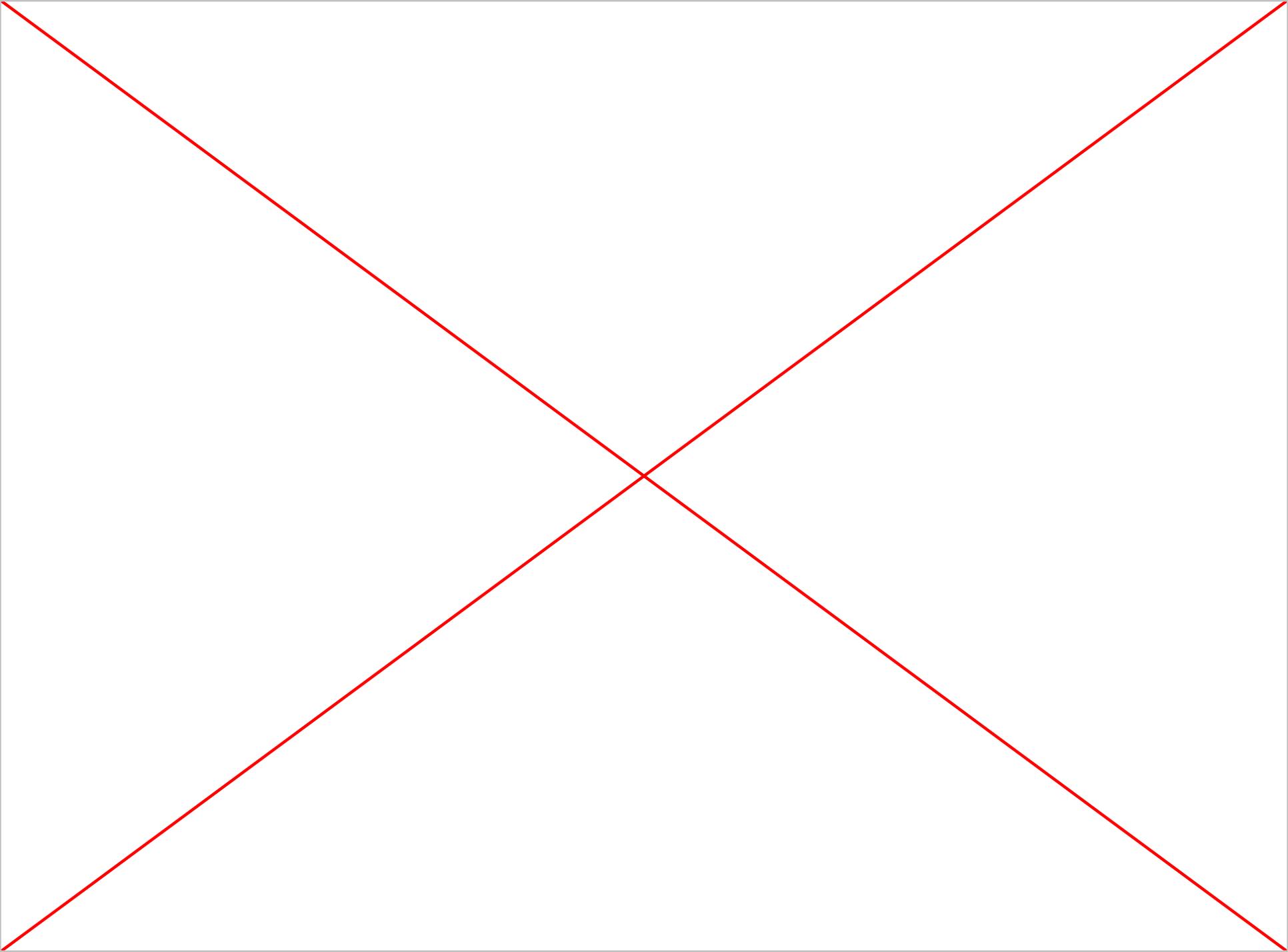


- 2) **А.О. + основание (р.) = соль + вода**



тетрагидроксоцинкат натрия

- 3) **А.О. + вода = не реагирует**

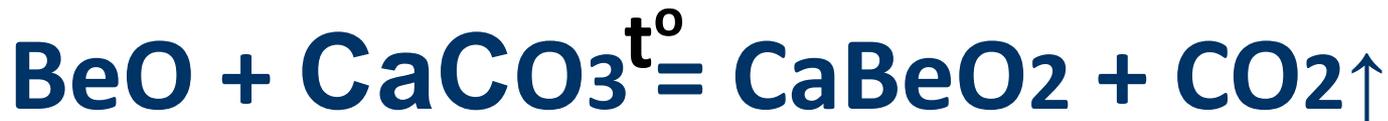
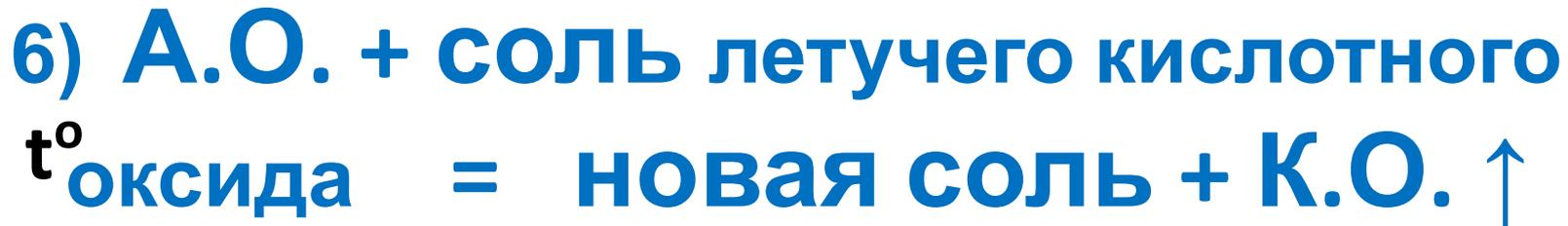


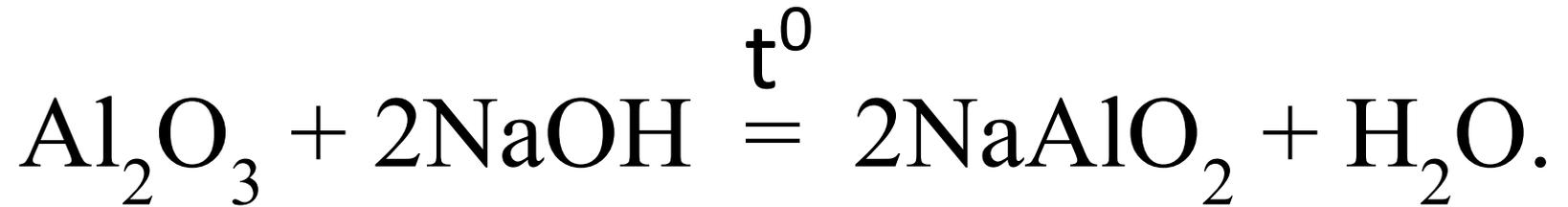
# Химические свойства амфотерных оксидов

сплавлени



бериллат кальция

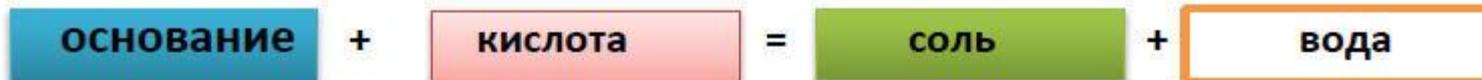




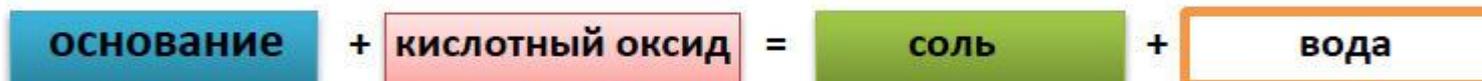
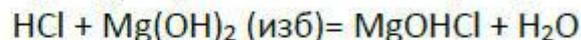
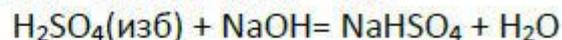
# Свойства гидроксидов.

Реагент	Кислота	Основание		Амфотерный гидроксид
		растворимое	нерастворимое	
Кислотный оксид	Не реагирует	Соль + $H_2O$	Не реагирует	Не реагирует
Основный оксид	Соль + $H_2O$	Не реагирует	Не реагирует	Не реагирует
Амфотерный оксид	Соль + $H_2O$	Соль + $H_2O$	Не реагирует	Не реагирует
Кислота	Не реагирует	Соль + $H_2O$	Соль + $H_2O$	Соль + $H_2O$

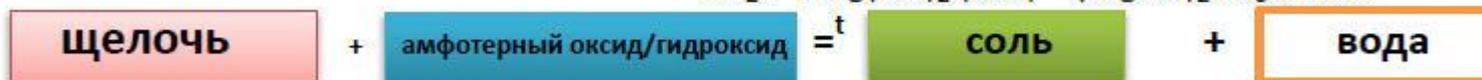
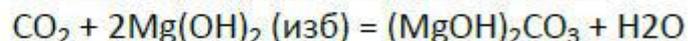
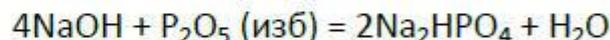
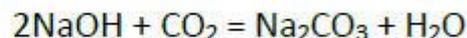
## Химические свойства оснований



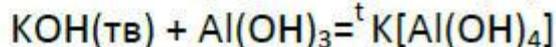
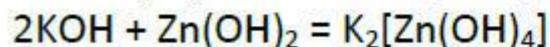
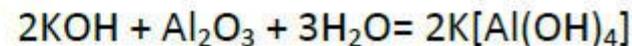
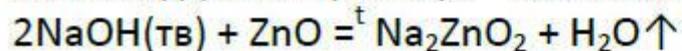
При избытке многоосновной кислоты образуется кислая соль, при избытке многокислотного основания – основная.  $\text{HBr} + \text{NaOH} = \text{NaBr} + \text{H}_2\text{O}$



При избытке кислотного оксида, соответствующего многоосновной кислоте, образуется кислая соль, при избытке многокислотного основания – основная соль



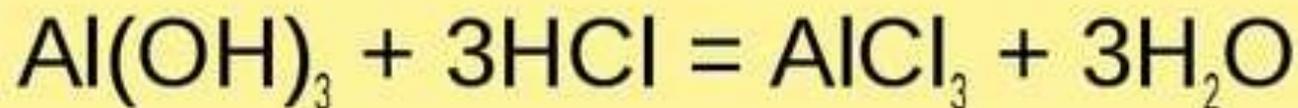
Щелочи реагируют с амфотерными оксидами и гидроксидами, которые в этом случае проявляют себя как кислотные. Если реакция протекает в расплаве, образуется средняя соль и вода, если в растворе – комплексная соль.



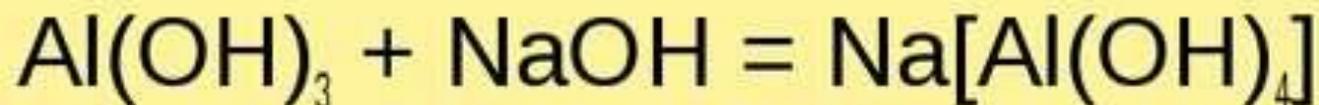
<b>Амфотерный гидроксид (основная и кислотная форма)</b>	<b>Кислотный остаток и его валентность</b>	<b>Комплексный ион</b>
$\text{Zn(OH)}_2 / \text{H}_2\text{ZnO}_2$	$\text{ZnO}_2$ (II)	$[\text{Zn(OH)}_4]^{2-}$
$\text{Al(OH)}_3 / \text{HAlO}_2$	$\text{AlO}_2$ (I)	$[\text{Al(OH)}_4]^-$ , $[\text{Al(OH)}_6]^{3-}$
$\text{Be(OH)}_2 / \text{H}_2\text{BeO}_2$	$\text{BeO}_2$ (II)	$[\text{Be(OH)}_4]^{2-}$
$\text{Sn(OH)}_2 / \text{H}_2\text{SnO}_2$	$\text{SnO}_2$ (II)	$[\text{Sn(OH)}_4]^{2-}$
$\text{Pb(OH)}_2 / \text{H}_2\text{PbO}_2$	$\text{PbO}_2$ (II)	$[\text{Pb(OH)}_4]^{2-}$
$\text{Fe(OH)}_3 / \text{HFeO}_2$	$\text{FeO}_2$ (I)	$[\text{Fe(OH)}_4]^-$ , $[\text{Fe(OH)}_6]^{3-}$
$\text{Cr(OH)}_3 / \text{HCrO}_2$	$\text{CrO}_2$ (I)	$[\text{Cr(OH)}_4]^-$ , $[\text{Cr(OH)}_6]^{3-}$

# Амфотерные гидроксиды

- Реагируют с кислотами, проявляя свойства оснований:



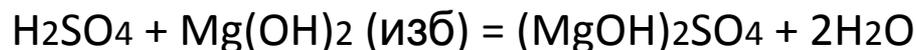
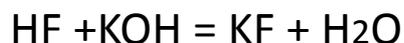
- Реагируют со щелочами, проявляя свойства кислот:



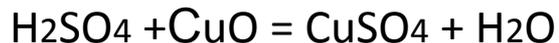
# Химические свойства кислот

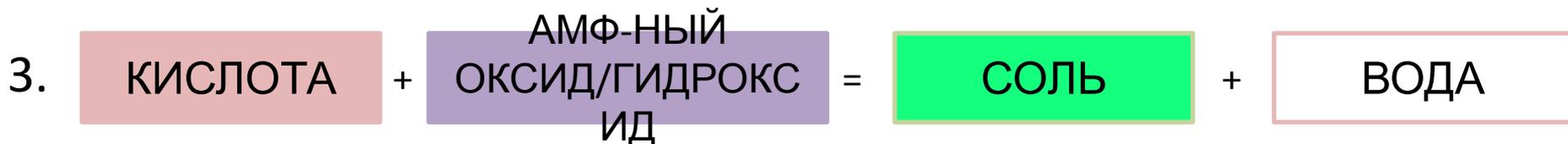


При избытке многоосновной кислоты образуется *кислая* соль, при избытке многокислотного основания – *основная*.

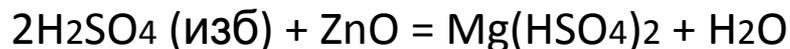
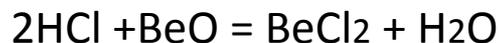


При избытке многоосновной кислоты образуется *кислая* соль, при избытке основного оксида, которому соответствует многокислотное основание – *основная*.

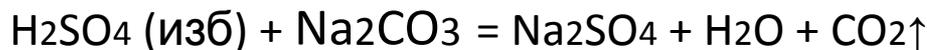
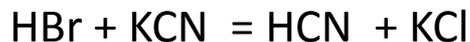
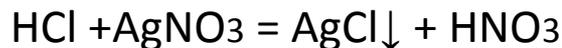




Кислоты реагируют с амфотерными оксидами и гидроксидами, которые в этом случае проявляют себя как основные. В таких реакциях возможно образование как средних, так и кислых или основных солей.

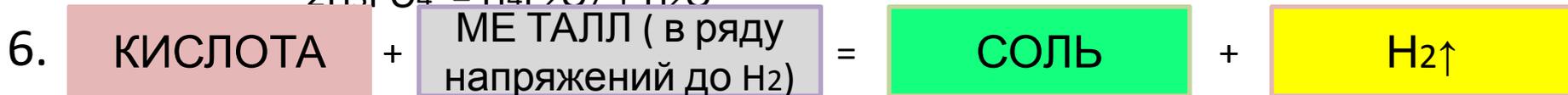
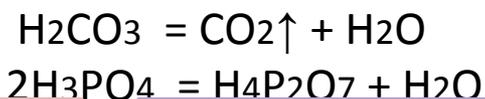


Кислоты взаимодействуют с растворами солей, если при этом образуется нерастворимая в кислотах соль или более слабая (летучая) по сравнению с исходной кислота. Есть исключения.





Почти все кислородсодержащие кислоты разлагаются при нагревании. Чаще всего продуктами являются вода и кислотный оксид (разложение  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SiO}_3$  и др.) или кислота с меньшим содержанием воды (разложение  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ ). Если термическое разложение – окислительно-восстановительный процесс ( $\text{HNO}_3$ ,  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{HClO}$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_3$  и др.) продукты разнообразны.



Кислоты все, кроме  $\text{HNO}_3$  и конц.  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , взаимодействуют с металлами, стоящими в ряду напряжений металлов до водорода. При этом выделяется  $\text{H}_2\uparrow$  и образуется соль металла с минимальной степенью окисления металла. Соль должна получиться растворимой.

