План

- 1. Получение оксидов.
- 2. Получение оксидов.
- 3. Свойства оксидов.

Получение оксидов:

Способы	Примеры.	Ограничения и
получения.		примечания
1. Окисление	а) металлов: 2Ca + O ₂ □ 2CaO	С кислородом не
простых	б) неметаллов:	реагируют галогены,
веществ:	4P + 3O ₂ (нед)□ 2P ₂ O ₃	инертные газы, Au, Pt. Азот
	$ 4P + 5O_{2}^{-}(изб) \square 2P_{2}^{-}O_{5}^{-}$	реагирует в жестких
	(Из S – \tilde{SO}_{2} , из Fe – $\tilde{Fe}_{2}^{3}O_{3}$ и $Fe_{3}O_{4}$,	условиях (2000°C).
	из N ₂ – NO)	
2. Окисление	а) водородных соединений:	Каждый элемент сложного
сложных	$2H_{2}S + 30_{2} \square 2H_{2}O + 2SO_{2}$	вещества окисляется в
веществ:	б) сульфидов, карбидов,	соответствии со своими
	фосфидов (бинарных	свойствами.
	соединений):	
	2ZnS + 30, □2ZnO + 2SO,	
3.	а) гидроксидов (оснований и	Гидроксиды и карбонаты
Разложение	кислот):2Al(OH) ₃ \rightarrow t Al ₂ O ₃ + 3H ₂ O	щелочных металлов (Na,K,
гидроксидов	$H_2SiO_3 \rightarrow t SiO_2 + H_2O$	Rb,Cs) не разлагаются.
и солей:	б) карбонатов: $CaCO_3 \rightarrow t CaO + CO_2$	
4. Окисление	а) кислородом:	Возможна, если элемент
кислородом	2CO + O, □ 2CO,	имеет несколько оксидов
или озоном	б) озоном:	(сера, фосфор, углерод,
	$NO + O_3 \square NO_2 + O_2$	азот, железо).

СВОЙСТВА ОКСИДОВ

• Основные оксиды – оксиды, которым соответствуют основания. Это оксиды металлов со степенями окисления +1 и +2, кроме амфотерных (ZnO, BeO, SnO, PbO)

Свойства основных оксидов

Свойства	Примеры реакций	Ограничения и примечания
1) Реакция с	Li ₂ O + 2HCl= 2LiCl+ H ₂ O	Кислота должна существовать в
<u>растворами</u> кислот	NiO + H ₂ SO ₄ = NiSO ₄ + H ₂ O	виде раствора (не реагируют кремниевая, сероводородная,
TOTAL	_	угольная)
2) Реакция <u>с</u>	$Li_2O + H_2O = 2LiOH$	Оксид реагирует с водой, <u>только</u>
водой	BaO + H ₂ O = Ba(OH) ₂ (только 8 оксидов: IA	если в результате образуется
	группа, CaO, SrO, BaO)	<u>растворимый</u> гидроксид (щелочь).
3) Реакция <u>с</u>	$BaO + CO_2 = BaCO_{3'}$	Один из реагирующих оксидов
<u>кислотными и</u>	$FeO + SO_3 = FeSO_4,$	(основный или кислотный)
<u>амфотерными</u>	$CuO + N_2O_5 = Cu(NO_3)_2$ $CaO + SO_2 = CaSO_3$	должен соответствовать сильному гидроксиду.
<u>оксидами</u>		
4)	MnO + C = Mn + CO (при нагревании),	В качестве восстановителей используют: СО, С, водород,
Восстановлени	FeO + H_2 = Fe + H_2 O	алюминий, магний.
е оксида <u>до</u> <u>металла или до</u>	(при нагревании).	С водородом реагируют оксиды
низшего	$Fe_2O_3 + CO = FeO + CO_2$	неактивных металлов.
оксида:		
5) Окисление	$4FeO + O_2 = 2Fe_2O_3$	Если металл имеет несколько
кислородом.	- 	оксидов с разными степенями окисления.

Кислотные оксиды

- Кислотные оксиды оксиды, которым соответствуют кислоты.
- Кислотные оксиды при комнатной температуре бывают:
- *газы (например: CO₂, SO₂, NO, SeO₂)
- *жидкости (например, SO₃, Mn₂O₇)
- *твердые вещества (например: B_2O_3 , SiO₂, N_2O_5 , P_2O_3 , P_2O_5 , P_2O

Свойства кислотных оксидов

Свойства	Примеры реакций	Примечания
1) Реакция <u>с</u>	$CO_2 + Ca(OH)_2 = CaCO_3 + H_2O$	Реакция возможна со
основа-ниями	$SiO_2 + 2KOH = K_2SiO_3 + H_2O(при$	щелочами. Наиболее
	нагревании),	активные кислотные оксиды
	$SO_3 + 2NaOH = Na_2SO_4 + H_2O_7$	(SO ₃ , CrO ₃ , N ₂ O ₅ , Cl ₂ O ₇) могут
	$N_{2}O_{5} + 2KOH = 2KNO_{3} + H_{2}O.$	реагировать и с
	2 5 5 2	нерастворимыми (слабыми)
		основаниями.
2) Реакция <u>с</u>	$CO_2 + CaO = CaCO_3$	Один из реагирующих
амфотер-	$P_2O_5 + 6FeO = 2Fe_3(PO_4)_2$	оксидов (основный или
ными и	(при нагревании)	кислотный) должен
<u>основными</u>	$N_2O_5 + ZnO = Zn(NO_3)_2$	соответствовать сильному
<u>оксидами</u>	2 3 3 2	гидроксиду.
3) Реакция <u>с</u>	$N_2O_3 + H_2O = 2HNO_2$	Оксид реагирует с водой,
водой.	SŌ, + H,Ō = H,SO, -	если в результате образуется
Образуют-ся	$N_2 \tilde{O}_5 + \tilde{H}_2 O = \tilde{2} H N O_3$	<u>растворимый</u> гидроксид. Не
кислоты.	$SO_3 + H_2O = H_2SO_4$	реагирует с водой SiO ₂ .
	3 2 2 4	2
4) Реакции <u>с</u>	$SiO_2 + K_2CO_3 = K_2SiO_3 + CO_2\uparrow$	Твёрдые, нелетучие оксиды
<u>СОЛЯМИ</u>	(при нагревании)	(SiO ₂ ,P ₂ O ₅) вытесняют из
летучих		солей летучие.
кислот.		
5) Окисле-	2SO ₂ + O ₂ \(5 \) 2SO ₃	Низшие оксиды окисляются
ние.		до высших.

Амфотерные оксиды

• Амфотерные оксиды – оксиды, способные реагировать и с кислотами, и со щелочами. По химическим свойствам амфотерные оксиды похожи на основные оксиды и отличаются от них только своей способностью реагировать с щелочами, как с твердыми (при сплавлении), так и с растворами, а также с основными оксидами.

Вещества, образуемые катионами амфотерных металлов в щелочной

<u>cneлe:</u>

Степень окисления	В растворе	В расплаве
+2 (Zn, Be, Sn)	Na ₂ [Zn (OH) ₄] тетрагидроксоцинкат натрия	Na ₂ ZnO ₂ цинкат натрия
+3 (Al, Cr, <mark>Fe*</mark>)	Na[Al(OH) ₄] тетрагидроксоалюминат натрия Na ₃ [Al(OH) ₆] гексагидроксоалюминат натрия	NaAlO ₂ метаалюминат натрия и Na ₃ AlO ₃ ортоалюминат натрия

^{*)} железо не образует устойчивых гидроксокомплексов, амфотерно только в расплаве, образуя NaFeO₂

СВОЙСТВА АМФОТЕРНЫХ

ОИСИПОВ				
Свойства	Примеры реакций	Примечания		
1) Реагируют с кислотами, так же, как <u>основные</u> оксиды — образуются соли.	$ZnO + 2HCI = ZnCl_2 + H_2O$ $Al_2O_3 + 6HNO_3 = 2AI(NO_3)_3 + 3H_2O$	Только с сильными кислотами		
2) Взаимодействуют с растворами щелочей — образуются растворы гидроксокомплексов.	$Al_2O_3 + 2KOH + 3H_2O = 2K[Al(OH)_4]$ или $K_3[Al(OH)_6]$ ZnO +2NaOH + $H_2O=Na_2[Zn(OH)_4]$			
3) Реагируют с расплавами щелочей — образуя соли, при этом проявляют свойства кислотных оксидов.	$Al_2O_3 + 2KOH \rightarrow t 2KAlO_2 + H_2O\uparrow$ (или K_3AlO_3) ZnO + 2KOH \rightarrow t $K_2ZnO_2 + H_2O\uparrow$			
4) При сплавлении могут взаимодействовать с карбонатами щелочных металлов, как со щелочами.	$Al_2O_3 + Na_2CO_3 \rightarrow t$ $2NaAlO_2 + CO_2 \uparrow$ (или Na_3AlO_3) $ZnO + Na_2CO_3 \rightarrow t$ $Na_2ZnO_2 + CO_2 \uparrow$			