План

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

Получение оксидов:

Способы получения.	Примеры.	Ограничения и примечания
1. Окисление простых веществ:	а) металлов: $2Ca + O_2$ □ $2CaO$ б) неметаллов: $4P + 3O_2$ (нед)□ $2P_2O_3$ $4P + 5O_2$ (изб)□ $2P_2O_5$ (Из S – SO_2, из Fe – Fe_2O_3 и Fe_3O_4, из N_2 – NO)	С кислородом не реагируют галогены, инертные газы, Au, Pt. Азот реагирует в жестких условиях (2000°С).
2. Окисление сложных веществ:	а) водородных соединений: $2H_2S + 3O_2$ □ $2H_2O + 2SO_2$ б) сульфидов, карбидов, фосфидов (бинарных соединений): $2ZnS + 3O_2$ □$2ZnO + 2SO_2$	Каждый элемент сложного вещества окисляется в соответствии со своими свойствами.
3. Разложение гидроксидов и солей:	а) гидроксидов (оснований и кислот):$2Al(OH)_3 \xrightarrow{t} Al_2O_3 + 3H_2O$ $H_2SiO_3 \xrightarrow{t} SiO_2 + H_2O$ б) карбонатов: $CaCO_3 \xrightarrow{t} CaO+CO_2$	Гидроксиды и карбонаты щелочных металлов (Na,K, Rb,Cs) не разлагаются.
4. Окисление кислородом или озоном	а) кислородом: $2CO + O_2$ □ $2CO_2$ б) озоном: $NO + O_3$ □ $NO_2 + O_2$	Возможна, если элемент имеет несколько оксидов (сера, фосфор, углерод, 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 растворами кислот	$Li_2O + 2HCl = 2LiCl + H_2O$ $NiO + H_2SO_4 = NiSO_4 + H_2O$	Кислота должна существовать в виде раствора (не реагируют кремниевая, сероводородная, угольная)
2) Реакция с водой	$Li_2O + H_2O = 2LiOH$ $BaO + H_2O = Ba(OH)_2$ (только 8 оксидов: IA группа, CaO, SrO, BaO)	Оксид реагирует с водой, только если в результате образуется растворимый гидроксид (щелочь).
3) Реакция с кислотными и амфотерными оксидами	$BaO + CO_2 = BaCO_3$, $FeO + SO_3 = FeSO_4$, $CuO + N_2O_5 = Cu(NO_3)_2$ $CaO + SO_2 = CaSO_3$	Один из реагирующих оксидов (основный или кислотный) должен соответствовать сильному гидроксиду.
4) Восстановление оксида до металла или до низшего оксида:	$MnO + C = Mn + CO$ (при нагревании), $FeO + H_2 = Fe + H_2O$ (при нагревании). $Fe_2O_3 + CO = FeO + CO_2$	В качестве восстановителей используют: CO, C, водород, алюминий, магний. С водородом реагируют оксиды неактивных металлов.
5) Окисление кислородом.	$4FeO + O_2 = 2Fe_2O_3$	Если металл имеет несколько оксидов с разными степенями окисления.

Кислотные оксиды

- **Кислотные оксиды – оксиды, которым соответствуют кислоты.**
- **Кислотные оксиды при комнатной температуре бывают:**
- ***газы (например: CO_2, SO_2, NO, SeO_2)**
- ***жидкости (например, SO_3, Mn_2O_7)**
- ***твердые вещества (например: B_2O_3, SiO_2, N_2O_5, P_2O_3, P_2O_5, I_2O_5, CrO_3).**

Свойства кислотных оксидов

Свойства	Примеры реакций	Примечания
1) **Реакция с основа-ниями**	$CO_2 + Ca(OH)_2 = CaCO_3 + H_2O$ $SiO_2 + 2KOH = K_2SiO_3 + H_2O$ (при нагревании), $SO_3 + 2NaOH = Na_2SO_4 + H_2O$, $N_2O_5 + 2KOH = 2KNO_3 + H_2O$.	Реакция возможна со щелочами. Наиболее активные кислотные оксиды (SO_3, CrO_3, N_2O_5, Cl_2O_7) могут реагировать и с нерастворимыми (слабыми) основаниями.
2) **Реакция с амфотер-ными и основными оксидами**	$CO_2 + CaO = CaCO_3$ $P_2O_5 + 6FeO = 2Fe_3(PO_4)_2$ (при нагревании) $N_2O_5 + ZnO = Zn(NO_3)_2$	Один из реагирующих оксидов (основный или кислотный) должен соответствовать *сильному гидроксиду*.
3) Реакция с водой. Образуют-ся КИСЛОТЫ.	$N_2O_3 + H_2O = 2HNO_2$ $SO_2 + H_2O = H_2SO_3$ $N_2O_5 + H_2O = 2HNO_3$ $SO_3 + H_2O = H_2SO_4$	Оксид реагирует с водой, если в результате образуется растворимый гидроксид. Не реагирует с водой SiO_2.
4) Реакции с солями летучих кислот.	$SiO_2 + K_2CO_3 = K_2SiO_3 + CO_2\uparrow$ (при нагревании)	Твёрдые, нелетучие оксиды (SiO_2,P_2O_5) вытесняют из солей летучие.
5) Окисле-ние.	$2SO_2 + O_2 \leftrightarrows 2SO_3$	Низшие оксиды окисляются 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 среде:

Степень окисления	В растворе	В расплаве
+2 (Zn, Be, Sn)	$Na_2[Zn(OH)_4]$ тетрагидроксоцинкат натрия	Na_2ZnO_2 цинкат натрия
+3 (Al, Cr, Fe*)	$Na[Al(OH)_4]$ тетрагидроксоалюминат натрия $Na_3[Al(OH)_6]$ гексагидроксоалюминат натрия	$NaAlO_2$ метаалюминат натрия и Na_3AlO_3 ортоалюминат натрия

*) железо не образует устойчивых гидроксокомплексов, амфотерно только в расплаве, образуя $NaFeO_2$

СВОЙСТВА АМФОТЕРНЫХ ОКСИДОВ

Свойства	Примеры реакций	Примечания
1) Реагируют с кислотами, так же, как основные оксиды – образуются соли.	$ZnO + 2HCl = ZnCl_2 + H_2O$ $Al_2O_3 + 6HNO_3 = 2Al(NO_3)_3 + 3H_2O$	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.	$Al_2O_3 + 2KOH \xrightarrow{t} 2KAlO_2 + H_2O\uparrow$ (или K_3AlO_3) $ZnO + 2KOH \xrightarrow{t} K_2ZnO_2 + H_2O\uparrow$	
4) При сплавлении могут взаимодействовать с карбонатами щелочных металлов, как со щелочами.	$Al_2O_3 + Na_2CO_3 \xrightarrow{t} 2NaAlO_2 + CO_2\uparrow$ (или Na_3AlO_3) $ZnO + Na_2CO_3 \xrightarrow{t} Na_2ZnO_2 + CO_2\uparrow$	