

План

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

Получение оксидов:

Способы получения.	Примеры.	Ограничения и примечания
1. Окисление простых веществ:	а) металлов: $2\text{Ca} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CaO}$ б) неметаллов: $4\text{P} + 3\text{O}_2 \text{ (нед)} \rightarrow 2\text{P}_2\text{O}_3$ $4\text{P} + 5\text{O}_2 \text{ (изб)} \rightarrow 2\text{P}_2\text{O}_5$ (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°C).
2. Окисление сложных веществ:	а) водородных соединений: $2\text{H}_2\text{S} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{SO}_2$ б) сульфидов, карбидов, фосфидов (бинарных соединений): $2\text{ZnS} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{ZnO} + 2\text{SO}_2$	Каждый элемент сложного вещества окисляется в соответствии со своими свойствами.
3. Разложение гидроксидов и солей:	а) гидроксидов (оснований и кислот): $2\text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \text{SiO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ б) карбонатов: $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$	Гидроксиды и карбонаты щелочных металлов (Na, K, Rb, Cs) не разлагаются.
4. Окисление кислородом или озоном	а) кислородом: $2\text{CO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2$ б) озоном: $\text{NO} + \text{O}_3 \rightarrow \text{NO}_2 + \text{O}_2$	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 <u>растворами кислот</u>	$\text{Li}_2\text{O} + 2\text{HCl} = 2\text{LiCl} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{NiO} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{NiSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	Кислота должна существовать в виде раствора (не реагируют кремниевая, сероводородная, угольная)
2) Реакция с <u>водой</u>	$\text{Li}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{LiOH}$ $\text{BaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ba(OH)}_2$ <p>(только 8 оксидов: IA группа, CaO, SrO, BaO)</p>	Оксид реагирует с водой, <u>только если в результате образуется растворимый гидроксид</u> (щелочь).
3) Реакция с <u>кислотными и амфотерными оксидами</u>	$\text{BaO} + \text{CO}_2 = \text{BaCO}_3$ $\text{FeO} + \text{SO}_3 = \text{FeSO}_4$ $\text{CuO} + \text{N}_2\text{O}_5 = \text{Cu(NO}_3)_2$ $\text{CaO} + \text{SO}_2 = \text{CaSO}_3$	Один из реагирующих оксидов (<u>основный или кислотный</u>) <u>должен соответствовать сильному гидроксиду.</u>
4) Восстановление оксида <u>до металла или до низшего оксида:</u>	$\text{MnO} + \text{C} = \text{Mn} + \text{CO}$ <p>(при нагревании),</p> $\text{FeO} + \text{H}_2 = \text{Fe} + \text{H}_2\text{O}$ <p>(при нагревании).</p> $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{CO} = \text{FeO} + \text{CO}_2$	В качестве восстановителей используют: CO, C, водород, алюминий, магний. С водородом реагируют оксиды неактивных металлов.
5) Окисление кислородом.	$4\text{FeO} + \text{O}_2 = 2\text{Fe}_2\text{O}_3$	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 <u>основа-ниями</u>	$\text{CO}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{SiO}_2 + 2\text{KOH} = \text{K}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\text{O} \text{ (при нагревании),}$ $\text{SO}_3 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O},$ $\text{N}_2\text{O}_5 + 2\text{KOH} = 2\text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}.$	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 <u>амфотер-ными и основными оксидами</u>	$\text{CO}_2 + \text{CaO} = \text{CaCO}_3$ $\text{P}_2\text{O}_5 + 6\text{FeO} = 2\text{Fe}_3(\text{PO}_4)_2 \text{ (при нагревании)}$ $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{ZnO} = \text{Zn}(\text{NO}_3)_2$	Один из реагирующих оксидов (основный или кислотный) должен соответствовать сильному гидроксиду .
3) Реакция с <u>водой</u> . Образуют-ся КИСЛОТЫ .	$\text{N}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HNO}_2$ $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_3$ $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HNO}_3$ $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$	Оксид реагирует с водой, если в результате образуется растворимый гидроксид. Не реагирует с водой SiO_2 .
4) Реакции с <u>солями летучих кислот</u> .	$\text{SiO}_2 + \text{K}_2\text{CO}_3 = \text{K}_2\text{SiO}_3 + \text{CO}_2\uparrow \text{ (при нагревании)}$	Твёрдые, нелетучие оксиды (SiO_2 , P_2O_5) вытесняют из солей летучие.
5) Окисле-ние.	$2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3$	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)	$\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$ тетрагидроксицинкат натрия	Na_2ZnO_2 цинкат натрия
+3 (Al, Cr, Fe*)	$\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$ тетрагидроксиалюминат натрия $\text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$ гексагидроксиалюминат 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
<p>1) Реагируют с кислотами, так же, как <u>основные оксиды</u> – образуются соли.</p>	$\text{ZnO} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Al}_2\text{O}_3 + 6\text{HNO}_3 = 2\text{Al}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{H}_2\text{O}$	<p>Только с сильными кислотами</p>
<p>2) <u>Взаимодействуют с растворами щелочей</u> – образуются растворы гидроксокомплексов.</p>	$\text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{KOH} + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4]$ <p>или $\text{K}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$</p> $\text{ZnO} + 2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$	
<p>3) Реагируют с <u>расплавами щелочей</u> – образуя соли, при этом проявляют свойства <u>кислотных оксидов</u>.</p>	$\text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{KOH} \xrightarrow{t} 2\text{KAlO}_2 + \text{H}_2\text{O}\uparrow$ <p>(или K_3AlO_3)</p> $\text{ZnO} + 2\text{KOH} \xrightarrow{t} \text{K}_2\text{ZnO}_2 + \text{H}_2\text{O}\uparrow$	
<p>4) При сплавлении могут взаимодействовать с карбонатами щелочных металлов, как со щелочами.</p>	$\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \xrightarrow{t} 2\text{NaAlO}_2 + \text{CO}_2\uparrow$ <p>(или Na_3AlO_3)</p> $\text{ZnO} + \text{Na}_2\text{CO}_3 \xrightarrow{t} \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + \text{CO}_2\uparrow$	