

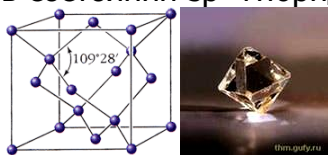
## Элементы IVA-группы.

C	неметаллы	Радиус атома растёт ↓	Электроотрицательность уменьшается ↓	Металлические свойства усиливаются ↓	<b>Электронное строение внешнего уровня:</b> $ns^2np^2$ <b>Степени окисления:</b> + 4, +2, - 4(для неметаллов)
Si					
Ge	металлы				
Sn					
Pb					

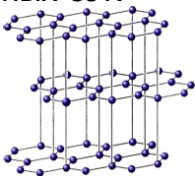
## Углерод C

Имеет несколько аллотропных модификаций: алмаз, графит, карбин, фуллерен.

**Алмаз** – кристаллическое вещество, прозрачное, сильно преломляет лучи света, очень твёрдое, не проводит электрический ток, плохо проводит тепло. Каждый атом углерода находится в состоянии  $sp^3$ -гибридизации.



**Графит** – мягкое вещество серого цвета со слабым металлическим блеском, жирное на ощупь, проводит электрический ток. Атомы углерода находятся в состоянии  $sp^2$ -гибридизации и связаны в плоские слои, состоящие из соединенных ребрами шестиугольников, наподобие пчелиных сот.

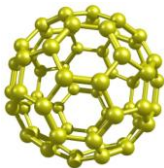


Графит – наиболее устойчивая при комнатной температуре аллотропная модификация углерода.

**Карбин** – мелкокристаллический порошок серого цвета, полупроводник. Его кристаллы состоят из линейных цепочек углеродных атомов, соединенных чередующимися тройными и одинарными связями, или двойными связями, углерод находится в состоянии  $sp$ -гибридизации:  $C \equiv C - C \equiv C - C \equiv C -$

По твердости карбин превосходит графит, но значительно уступает алмазу.

**Фуллерен** - искусственно полученная модификация углерода, состоящая из молекул  $C_{60}$ ,  $C_{70}$ , ...  $C_{1020}$ . Эти молекулы составлены из атомов углерода, объединенных в пяти и шести угольники с общими ребрами.



Это черные вещества с металлическим блеском, обладающие свойствами полупроводников. При давлении порядка  $2 \cdot 10^5$  атм и комнатной температуре фуллерен превращается в алмаз.

## Свойства простого вещества углерода:

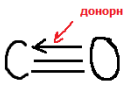
<b>1. Взаимодействие с фтором:</b> углерод обладает низкой реакционной способностью, из галогенов непосредственно реагирует только с фтором.	$C + 2F_2 = CF_4$ .
<b>2. Взаимодействие с кислородом:</b>	$2C + O_2(\text{недост}) = 2CO$ (угарный газ), $C + O_2(\text{изб}) = CO_2$ (углекислый газ).
<b>3. Взаимодействие с другими неметаллами:</b> не взаимодействует с фосфором.	$C + Si \xrightarrow{-t} SiC$ $C + N_2 \text{ (эл. разряд)} \rightarrow C_2N_2$ $C + 2S = CS_2$ $C + 2H_2 \xrightarrow{-t, Ni} CH_4$ $Ca + 2C \xrightarrow{-t} CaC_2$ $3C + 4Al \xrightarrow{-t} Al_4C_3$
<b>4. Взаимодействие с водой:</b> при пропускании водяных паров через раскаленный уголь образуется оксид углерода (II) и водород:	$C + H_2O \xrightarrow{-t} CO + H_2$ .
<b>5. Восстановительные свойства:</b> углерод способен восстанавливать многие металлы из их оксидов:	$2ZnO + C \xrightarrow{-t} 2Zn + CO$ $4C + Fe_3O_4 \xrightarrow{-t} 3Fe + 4CO$
<b>6. Концентрированные серная и азотная кислоты</b> при нагревании окисляют углерод до оксида углерода (IV):	$C + 2H_2SO_4(\text{конц}) = CO_2 + 2SO_2 + 2H_2O$ ; $C + 4HNO_3(\text{конц}) = CO_2 + 4NO_2 + 2H_2O$ .

## Классификация карбидов

**Карбиды** - это соединения углерода с металлами.

Ковалентные	Ионные, или солеобразные	
<b>SiC, B<sub>4</sub>C.</b> Имеют прочные ковалентные связи в атомной решетке, поэтому очень стабильны и химически инертны.	Карбиды, при гидролизе которых <b>образуется метан</b> - «метаниды»: <b>Al<sub>4</sub>C<sub>3</sub>, Be<sub>2</sub>C</b> $Al_4C_3 + 12HCl = 4AlCl_3 + 3CH_4$	Карбиды, при гидролизе которых <b>получается ацетилен</b> - «ацетилениды»: <b>Na<sub>2</sub>C<sub>2</sub>, Ag<sub>2</sub>C<sub>2</sub>, CaC<sub>2</sub></b> $CaC_2 + 2H_2O = Ca(OH)_2 + C_2H_2$ $Ag_2C_2 + 2HCl = 2AgCl + C_2H_2$

## Оксиды углерода.

	CO	CO <sub>2</sub>
<b>Характеристика</b>	угарный газ - б\ц, б\з, ядовит	углекислый газ - б\ц, б\з
	Молекула оксида углерода (II) имеет линейное строение. Между атомами углерода и кислорода образуется <b>тройная</b> связь, за счёт дополнительной донорно-акцепторной связи. 	Молекула CO <sub>2</sub> линейная, тип гибридизации углерода - sp  O=C=O
<b>Тип оксида</b>	<b>несолеобразующий</b>	<b>кислотный</b>
	1) <b>можно окислить кислородом:</b> $2CO + O_2 = 2CO_2$ 2) <b>реагирует с хлором</b> , образуя фосген: $CO + Cl_2 = COCl_2$	1) <b>Типичный кислотный оксид.</b> Реагирует с основными оксидами, основаниями, образуя карбонаты и гидрокарбонаты.

	<p>3) <b>реагирует с водородом</b>, в зависимости от условий образуются разные продукты: <math>\text{CO} + \text{H}_2 = \text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O}</math>  <math>\text{CO} + \text{H}_2 \xrightarrow{-t, p, \text{kat}} \text{CH}_3\text{OH}</math></p> <p>4) <b>под давлением реагирует со щелочью</b>, образуя формиат – соль муравьиной кислоты:  <math>\text{CO} + \text{NaOH} \xrightarrow{-t, p} \text{HCOONa}</math>  (формиат натрия)</p> <p>5) <b>Может восстанавливать металлы из оксидов.</b>  <math>\text{CO} + \text{CuO} \xrightarrow{-t} \text{Cu} + \text{CO}_2</math></p>	$\text{Na}_2\text{O} + \text{CO}_2 = \text{Na}_2\text{CO}_3$ , $2\text{NaOH}(\text{изб}) + \text{CO}_2 = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ , $\text{NaOH} + \text{CO}_2 (\text{изб}) = \text{NaHCO}_3$ . 3) В водном растворе реагирует с карбонатами активных металлов, образуя кислые соли: $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{NaHCO}_3$ . <b>Качественной реакцией для обнаружения углекислого газа является помутнение известковой воды:</b> $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3 \downarrow + \text{H}_2\text{O}$ . 2) Проявляет свойства слабого окислителя: $\text{C} + \text{CO}_2 \xrightarrow{-t, p} 2\text{CO}$ . $2\text{Mg} + \text{CO}_2 \xrightarrow{-t, p} 2\text{MgO} + \text{C}$ (магний горит в углекислом газе)
<b>Получение</b>	<p>1) Образуется в газогенераторах при пропускании воздуха через раскаленный уголь:  <math>\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2</math>, <math>\text{CO}_2 + \text{C} = 2\text{CO}</math>.</p> <p>2) Получается при термическом разложении муравьиной или щавелевой кислоты в присутствии концентрированной серной кислоты:  <math>\text{HCOOH} = \text{H}_2\text{O} + \text{CO}</math>,  <math>\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 = \text{CO} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}</math></p>	Получают углекислый газ обжигом известняка: $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2$ , или действием сильных кислот на карбонаты и гидрокарбонаты: $\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$ , $\text{NaHCO}_3 + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$ .

При растворении углекислого газа в воде образуется **очень слабая угольная кислота  $\text{H}_2\text{CO}_3$** .

Углекислый газ в воде находится преимущественно в виде **гидратированных молекул  $\text{CO}_2$**  и лишь в незначительной степени в форме угольной кислоты. При этом в растворе устанавливается равновесие:



Угольная кислота – слабая неустойчивая кислота, которую в свободном состоянии из водных растворов выделить нельзя.

### **Карбонаты.**

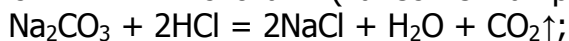
1) Карбонаты металлов (кроме карбонатов натрия, калия, рубидия и цезия) при **нагревании разлагаются**:  $\text{CuCO}_3 \xrightarrow{-t} \text{CuO} + \text{CO}_2$

2) При пропускании углекислого газа из карбонатов образуются гидрокарбонаты:  
 $\text{CaCO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ .

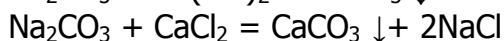
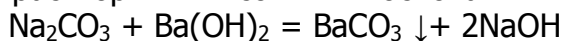
3) Гидрокарбонаты разлагаются до карбонатов:  $2\text{NaHCO}_3 \xrightarrow{-t} \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$ .

4) Карбонаты и гидрокарбонаты вступают в обменные реакции:

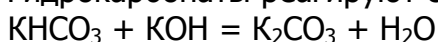
а) с сильными кислотами (качественная реакция на карбонаты):



б) с растворимыми солями и основаниями, если образуется осадок:



5) Гидрокарбонаты реагируют со щелочами, образуя средние соли:



## Кремний.

Расположен в IV группе Периодической системы, главной подгруппе. <b>Электронное строение внешнего уровня: <math>3s^23p^2</math></b> Проявляет степени окисления: -4, +2, +4.	Второй по распространенности элемент на Земле после кислорода. Встречается только в виде соединений. <b>Оксид кремния <math>SiO_2</math></b> образует большое количество природных веществ – горный хрусталь, кварц, кремнезем.
--	---

### Физические свойства.



Вещество темно-серого цвета с металлическим блеском, довольно хрупкое. Температура плавления 1415 °С, плотность 2,33 г/см<sup>3</sup>. Полупроводник.

### Химические свойства:

Кремний – типичный неметалл, может быть окислителем и восстановителем.

1) Взаимодействие с галогенами: непосредственно взаимодействует только с фтором. С хлором реагирует при нагревании.	$Si + 2F_2 = SiF_4$ $Si + 2Cl_2 \xrightarrow{t} SiCl_4$
2) Взаимодействие с кислородом	$Si + O_2 \xrightarrow{t} SiO_2$
3) Взаимодействие с другими неметаллами: С водородом не взаимодействует.	$Si + C \xrightarrow{t} SiC$ $3Si + 2N_2 = Si_3N_4$
4) Взаимодействие с галогеноводородами. С фтороводородом реагирует при обычных условиях, с хлороводородом – при 300 °С, с бромоводородом – при 500 °С.	$Si + 4HF = SiF_4 + 2H_2$
5) Взаимодействие с активными металлами: образует силициды.	$2Ca + Si = Ca_2Si$ силицид кальция
6) Взаимодействие с кислотами. Устойчив к действию кислот, взаимодействует только со смесью плавиковой и азотной кислот, образуя тетрафторокремниевую кислоту.	$3Si + 4HNO_3 + 18HF = 3H_2[SiF_6] + 4NO + 8H_2O$
7) Растворяется в щелочах, образуя силикат и водород:	$Si + 2NaOH + H_2O = Na_2SiO_3 + 2H_2$

### Получение кремния.

<b>В лаборатории:</b> Восстановлением из оксида магнием или алюминием: $SiO_2 + 2Mg = Si + 2MgO$ ; $3SiO_2 + 4Al = 3Si + 2Al_2O_3$ .	<b>В промышленности:</b> 1) Восстановлением из оксида коксом в электрических печах: $SiO_2 + 2C \xrightarrow{t} Si + 2CO$ . При таком процессе Si загрязнен карбидами кремния. 2) Наиболее чистый кремний получают восстановлением тетрахлорида кремния водородом при 1200 °С: $SiCl_4 + 2H_2 \xrightarrow{t} Si + 4HCl$ , или цинком: $SiCl_4 + 2Zn \xrightarrow{t} Si + 2ZnCl_2$ . 3) Также чистый кремний получается при разложении силана: $SiH_4 \xrightarrow{t} Si + 2H_2$
---	--

**Силициды** – соединения кремния с металлами, в которых кремний имеет степень окисления -4.

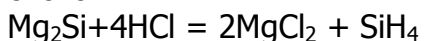
Силициды щелочных и щелочно-земельных металлов характеризуются **ионным типом** связи, они химически активны. Они легко разлагаются водой или разбавленными кислотами с выделением силана:  $\text{Ca}_2\text{Si} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{CaSO}_4 + \text{SiH}_4$ .

Получают силициды сплавлением простых веществ или восстановлением смеси оксидов коксом в электропечах:  $2\text{Mg} + \text{Si} = \text{Mg}_2\text{Si}$ ,  
 $2\text{MgO} + \text{SiO}_2 + 4\text{C} = \text{Mg}_2\text{Si} + 4\text{CO}$ .

### Силан $\text{SiH}_4$ . (моносилан).

#### Получение:

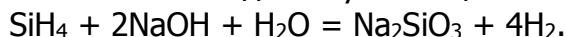
Образуется при действии на силицид магния соляной кислотой:



#### Свойства:

$\text{SiH}_4 + 2\text{O}_2 = \text{SiO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$  (самовоспламенение на воздухе)

Активно взаимодействует со щелочами:



При нагревании разлагается:  $\text{SiH}_4 = \text{Si} + 2\text{H}_2$ .

В соединениях кремния с неметаллами – ковалентная связь. Наибольшее значение имеет **карбид кремния – карборунд  $\text{Si}^{+4}\text{C}^{-4}$** . Он имеет атомную кристаллическую решетку. Он имеет структуру, подобную структуре алмаза и характеризуется высокой твердостью и температурой плавления, а также высокой химической устойчивостью.

Его можно сжечь:  $\text{SiC} + 2\text{O}_2 = \text{SiO}_2 + \text{CO}_2$ , а также сплавить со щелочью в присутствии кислорода:  $\text{SiC} + 2\text{O}_2 + 4\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$

**Оксид кремния (IV)** – кислотный оксид.

В природе – речной песок, кварц, кремнезем. Имеет атомную кристаллическую решетку.

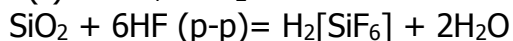
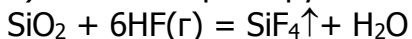
**1) Не реагирует с водой – т.к. кремниевая кислота нерастворима.**

2) При сплавлении реагирует со щелочами:  $\text{SiO}_2 + 2\text{KOH} \xrightarrow{-t} \text{K}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

3) Реагирует с основными оксидами:  $\text{SiO}_2 + \text{MgO} \xrightarrow{-t} \text{MgSiO}_3$

и карбонатами щелочных металлов:  $\text{SiO}_2 + \text{K}_2\text{CO}_3 \xrightarrow{-t} \text{K}_2\text{SiO}_3 + \text{CO}_2$  при сплавлении.

4) Из кислот реагирует **только с плавиковой или с газообразным фтороводородом:**



5) При температуре выше 1000 °C реагирует с активными металлами, при этом образуется кремний:  $\text{SiO}_2 + 2\text{Mg} = \text{Si} + 2\text{MgO}$

или при избытке восстановителя – силициды:  $\text{SiO}_2 + 4\text{Mg} = \text{Mg}_2\text{Si} + 2\text{MgO}$ .

6) Взаимодействие с неметаллами.

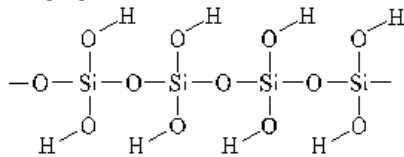
Реагирует с водородом:  $\text{SiO}_2 + 2\text{H}_2 = \text{Si} + 2\text{H}_2\text{O}$ ,

Взаимодействует с углеродом:  $\text{SiO}_2 + 3\text{C} = \text{SiC} + 2\text{CO}$ .

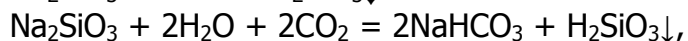
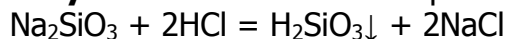
### Кремниевая кислота.

Имеет полимерное строение и состав  $x\text{SiO}_2 \cdot y\text{H}_2\text{O}$ .

В водных растворах доказано существование ортокремниевой  $\text{H}_4\text{SiO}_4$ , метакремниевой  $\text{H}_2\text{SiO}_3$  кислот.



**Получение:** вытеснение из растворимых силикатов более сильными кислотами:



**Свойства:**

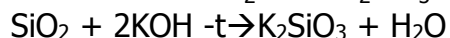
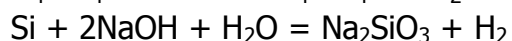
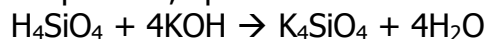
1) Растворяется в концентрированных щелочах:  $\text{H}_4\text{SiO}_4 + 4\text{KOH} \rightarrow \text{K}_4\text{SiO}_4 + 4\text{H}_2\text{O}$

2) Разлагается при нагревании:  $\text{H}_2\text{SiO}_3 \xrightarrow{-t} \text{SiO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

**Силикаты.** Большинство силикатов нерастворимо в воде, кроме силикатов натрия и калия, их называют «жидким стеклом».

**Получение:**

1) растворение кремния, кремниевой кислоты или оксида в щелочи:



2) Сплавление оксидов:  $\text{CaO} + \text{SiO}_2 \xrightarrow{-t} \text{CaSiO}_3$

3) Взаимодействие солей:  $\text{K}_2\text{SiO}_3 + \text{CaCl}_2 = \text{CaSiO}_3 + 2\text{KCl}$

**Стекло – тоже силикат.**

Состав обычного оконного стекла:  $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$ .

Стекло получают при сплавлении в специальных печах смеси соды  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , известняка  $\text{CaCO}_3$  и белого песка  $\text{SiO}_2$ :  $6\text{SiO}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CaCO}_3 = \text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2 + 2\text{CO}_2$ .

Для получения специального стекла вводят различные добавки, так стекло содержащее ионы  $\text{Pb}^{2+}$  – хрусталь;  $\text{Cr}^{3+}$  – имеет зеленую окраску,  $\text{Fe}^{3+}$  – коричневое бутылочное стекло,  $\text{Co}^{2+}$  – дает синий цвет,  $\text{Mn}^{2+}$  – красновато-лиловый.

**Некоторые другие соединения кремния:**

Хлорид и фторид кремния – галогенангидриды кремниевой кислоты.

$\text{SiCl}_4$

Получение	$\text{SiO}_2 + \text{C} + \text{Cl}_2 \xrightarrow{-t} \text{SiCl}_4\uparrow + \text{CO}$
Свойства	

$\text{SiF}_4$

Получение	
Свойства	

## Олово и свинец.

### Свойства простых веществ

	Характерные степени окисления	Физические свойства	Оксиды - амфотерные	Гидроксиды
Олово Sn	+2, +4 – обе степени окисления достаточно устойчивы	t пл = 232°C	SnO SnO <sub>2</sub>	Sn(OH) <sub>2</sub> SnO <sub>2</sub> ·xH <sub>2</sub> O
Свинец Pb	Основная - +2, +4 - неустойчива.	t пл = 327°C	PbO PbO <sub>2</sub>	Pb(OH) <sub>2</sub> +4 - не существует

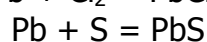
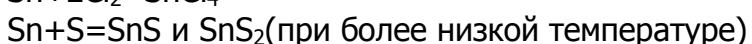
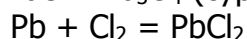
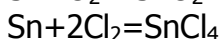
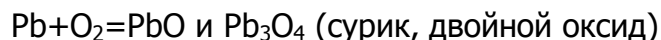
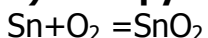
### Получение металлов:

Олова:  $\text{SnO}_2 + \text{C} = \text{Sn} + \text{CO}$

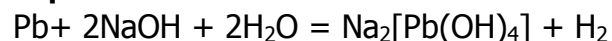
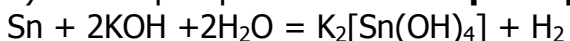
Свинца:  $2\text{PbS} + 3\text{O}_2 = 2\text{PbO} + 2\text{SO}_2$ ;  $\text{PbO} + \text{C} = \text{Pb} + \text{CO}$

### Свойства металлов:

#### 1) Реагируют с кислородом, серой, галогенами:



#### 2) Как амфотерные металлы – реагируют со щелочами:



#### 3) Реакции с минеральными кислотами:

**Олово:**  $\text{Sn} + 2\text{HCl} = \text{SnCl}_2 + \text{H}_2$ , с серной олово практически не реагирует.

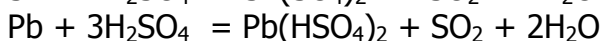
**Свинец:** Так как хлорид и сульфат свинца – нерастворимы, свинец не реагирует с разбавленными серной и соляной кислотами.

#### 4) Реакции с азотной кислотой:

Концентрированная азотная кислота окисляет олово до β-оловянной кислоты  $\text{H}_2\text{SnO}_3$ , а разбавленная – до нитрата олова; свинец реагирует только с разбавленной кислотой, окисляется до соли  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ .



#### 5) Реакции с концентрированной серной кислотой:



### Оксиды олова и свинца.

**SnO** – типичный амфотерный оксид.

Получение	$\text{SnO}_2 + \text{Sn} = 2\text{SnO}$ $\text{Sn}(\text{OH})_2 \xrightarrow{-t} \text{SnO} + \text{H}_2\text{O}$ (без доступа воздуха)
Свойства	1) Окисляется на воздухе $\text{SnO} + \text{O}_2 = \text{SnO}_2$ 2) С водой не реагирует. 3) Амфотерный оксид: реагирует с кислотами, щелочами, оксидами активных металлов. $\text{SnO} + 2\text{HCl} = \text{SnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{SnO} + 2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2[\text{Sn}(\text{OH})_4]$ (и $\text{Na}_2\text{SnO}_2$ при сплавлении) $\text{SnO} + \text{CaO} \xrightarrow{-t} \text{CaSnO}_2$

**SnO<sub>2</sub>** – амфотерный оксид с преобладанием кислотных свойств.

Получение	$\text{Sn} + \text{O}_2 = \text{SnO}_2$
Свойства	1) Не реагирует с водой 2) Реагирует с кислотами и щелочами: $\text{SnO}_2 + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2[\text{Sn}(\text{OH})_6]$ $\text{SnO}_2 + \text{HCl} = \text{H}_2[\text{SnCl}_6]$

	3) Реагирует с восстановителями: $\text{SnO}_2 + \text{H}_2 = \text{Sn} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{SnO}_2 + 2\text{C} = \text{Sn} + 2\text{CO}$
--	---

**PbO** – амфотерный оксид.

Получение	$\text{Pb} + \text{O}_2 = \text{PbO}$ ; $\text{Pb}(\text{OH})_2 \xrightarrow{-t} \text{PbO} + \text{H}_2\text{O}$ ; $2\text{PbS} + 3\text{O}_2 = 2\text{PbO} + 2\text{SO}_2$
Свойства	

**PbO<sub>2</sub>** – так как степень окисления +4 не характерна для свинца, этот оксид является очень сильным окислителем.

Получение	$\text{PbO} + \text{CaOCl}_2 = \text{PbO}_2 + \text{CaCl}_2$
Свойства	1) окисляет Mn(+2 и +4), Cr(+3) до более высокой степени окисления. $5\text{PbO}_2 + 2\text{MnSO}_4 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 = 5\text{PbSO}_4 + 2\text{HMnO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ 2) Окисляет соляную кислоту 3) Реагирует с другими восстановителями: