

## ОБЩИЕ СВОЙСТВА НЕМЕТАЛЛОВ

К неметаллам относятся р-элементы главных подгрупп IV-VIII групп периодической системы Д.И. Менделеева, а также Н, He – s-элементы и В – р-элемент IIIA-группы. Число электронов на внешнем уровне меняется от 4 до 8, т.е. от  $ns^2np^2$  (IVA-группа) до  $ns^2np^6$  (VIIIA-группа), а также для атома водорода  $1s^1$ , для атома гелия  $1s^2$ , для атома бора  $2s^22p^1$ .

Атомы неметаллов характеризуются высокой электроотрицательностью, проявляют окислительные свойства, принимая электроны до устойчивого завершённого состояния  $ns^2np^6$ .

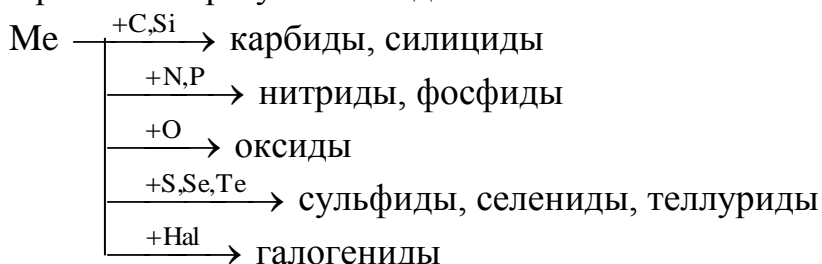
Характерные степени окисления:  $-4, -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3, +4, +5, +6, +7$ .

*Физические свойства:* газы ( $Cl_2, H_2, Ar, Kr$  и т.д.); жидкости ( $Br_2$ ); твердые вещества ( $C, S, Si, I_2$  и т.д.). Семь неметаллов имеют двухатомные молекулы. Это  $H_2, F_2, Cl_2, Br_2, I_2, N_2, O_2$ .

*Химические свойства.* Окислительные свойства проявляются при взаимодействии:

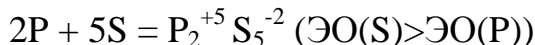
– с металлами  $Me^0 - ne^- \rightarrow Me^{n+}$  ( $неMe^0 + me^- \rightarrow неMe^{m-}$ ).

При этом образуются соединения:

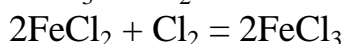
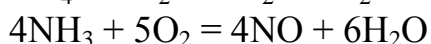
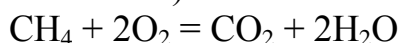


– с водородом  $H_2 + Cl_2 \rightleftharpoons 2HCl$

– с неметаллами с более низкой электроотрицательностью

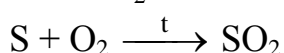
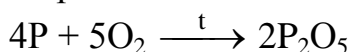


– со сложными веществами – неорганическими и органическими (реакции окисления). Окислителями, в основном, являются кислород и галогены.

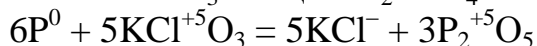


Восстановительные свойства проявляют все неметаллы, кроме фтора.

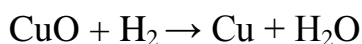
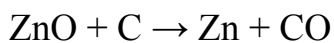
– при взаимодействии с кислородом (кроме  $F_2$ )



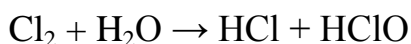
– при взаимодействии со сложными веществами (кислотами-окислителями и солями-окислителями)



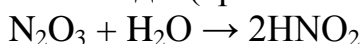
Наиболее сильные восстановители  $C, Si, H_2$ .



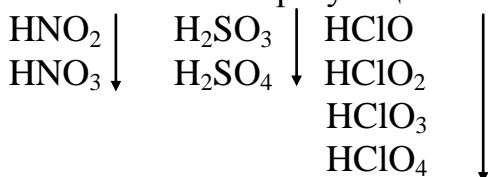
В реакциях диспропорционирования хлор является одновременно и окислителем и восстановителем.



*Кислородные соединения неметаллов.* Оксиды неметаллов делят на несолеобразующие ( $\text{SiO}$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{CO}$ ) и солеобразующие кислотные ( $\text{SiO}_2$ ,  $\text{N}_2\text{O}_5$ ,  $\text{CO}_2$ ). По агрегатному состоянию среди оксидов неметаллов можно выделить газы ( $\text{SO}_2$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{NO}_2$ ), жидкости ( $\text{SO}_3$ ,  $\text{N}_2\text{O}_3$ ) и твердые ( $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{SiO}_2$ ). Все кислотные оксиды (кроме  $\text{SiO}_2$ ) растворяются в воде с образованием кислот:



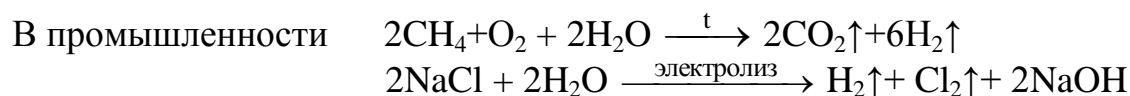
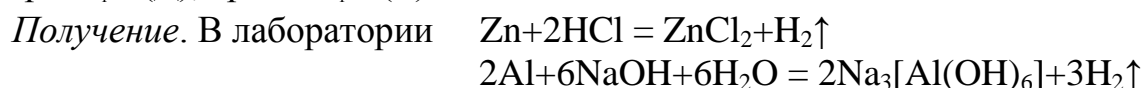
Сила кислородсодержащих кислот увеличивается с увеличением степени окисления кислотообразующего неметалла.



*Водородные соединения неметаллов.* Это летучие газообразные вещества, кроме воды. Метан  $\text{CH}_4$  и силан  $\text{SiH}_4$  плохо растворимы в воде; аммиак  $\text{NH}_3$  и фосфин  $\text{PH}_3$  при растворении образуют слабые основания  $\text{NH}_4\text{OH}$  и  $\text{PH}_4\text{OH}$ . Элементы VIA и VIIA-групп образуют кислоты состава  $\text{H}_2\text{Э}$  и  $\text{HЭ}$  соответственно. С увеличением порядкового номера элемента-неметалла падает прочность связи между водородом и неметаллом и увеличивается сила кислот (легче отщепляется водород).

## Водород

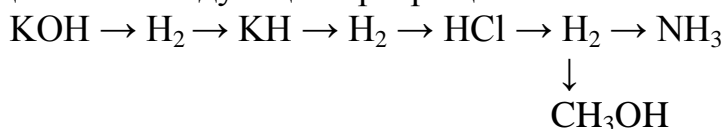
${}_1\text{H} - 1s^1 \uparrow$  – первый элемент в таблице Д.И. Менделеева. Степень окисления +1 ( $\text{H}^+$ ) и –1 ( $\text{Na}^+\text{H}^-$  – гидрид натрия). Имеет три изотопа: протий  ${}_1^1\text{H}$ ; дейтерий  ${}_1^2\text{H}$  (Д); тритий  ${}_1^3\text{H}$  (Т).



*Химические свойства.*

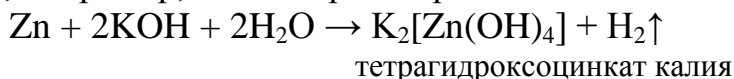
Взаимодействие	
С простыми веществами	Со сложными веществами
С неметаллами $\text{H}_2 + \text{F}_2 = 2\text{HF}$ $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \xrightarrow{t} 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_2 + \text{S} \xrightarrow{t} \text{H}_2\text{S}$ $3\text{H}_2 + \text{N}_2 \xrightarrow{t} 2\text{NH}_3$	Восстановительная способность Для получения W, Fe, Mo и др. $3\text{H}_2 + \text{WO}_3 = \text{W} + 3\text{H}_2\text{O}$ Для получения органических веществ $\text{CO} + 2\text{H}_2 = \text{CH}_3\text{OH}$ $\text{CH}_2 = \text{CH}_2 + \text{H}_2 = \text{CH}_3 - \text{CH}_3$
С металлами $\text{Ca} + \text{H}_2 = \text{Ca}^{+2} \text{H}_2^-$ гидрид Ca	О // $\text{CH}_3\text{C}-\text{H} + \text{H}_2 = \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$

**Пример.** Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения

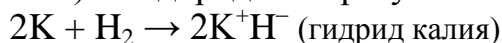


*Решение.*

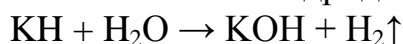
1. Водород можно получить, действуя на какой-либо амфотерный металл, например, на цинк раствором щелочи



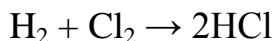
2. При взаимодействии активных металлов (щелочных или щелочноземельных) с водородом образуются гидриды



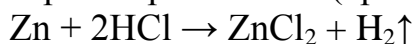
3. Разложением гидридов металлов водой можно получить  $\text{H}_2$



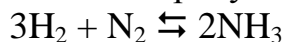
4. При взаимодействии водорода с галогенами образуются галогеноводороды



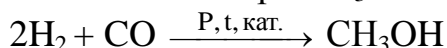
5. Металлы, стоящие в ряду напряжений до водорода, вытесняют водород из растворов кислот (кроме  $\text{HNO}_3$ )



6. При взаимодействии водорода с азотом при повышенном давлении, нагревании и присутствии катализаторов образуется аммиак



7. При взаимодействии водорода с оксидом углерода (II) можно получить метиловый спирт  $\text{CH}_3\text{OH}$



## Галогены

Галогенами называются p-элементы VIIA-группы – фтор, хлор, бром, йод, астат. Общая электронная формула  $ns^2np^5$ .

*Физические свойства и основные степени окисления.*

Галоген	Электронная формула	Степень окисления	Физические свойства
${}^{19}_{9}\text{F}$	$2s^22p^5$	-1	Светло-желтый газ
${}^{35,5}_{17}\text{Cl}$	$3s^23p^5$	-1,+1,+3,+5,+7	Желто-зеленый газ
${}^{80}_{35}\text{Br}$	$4s^24p^5$	-1,+1,+3,+5,+7	Красно-бурая жидкость
${}^{127}_{53}\text{I}$	$5s^25p^5$	-1,+1,+3,+5,+7	Черно-фиолетовые кристаллы
${}^{210}_{85}\text{At}$	$6s^26p^5$	-1,+1,+5,+7	Газ

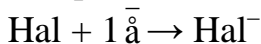
*Получение.* Фтор получают электролизом расплавов  $\text{CaF}_2$ ,  $\text{KHF}_2$ .

Хлор в промышленности получают электролизом водного раствора  $\text{NaCl}$ .



Бром и йод получаются при пропускании хлора через водные растворы бромидов и иодидов металлов.

*Химические свойства.* Очень активные, вступают в реакции почти со всеми простыми веществами. Являются энергичными окислителями:



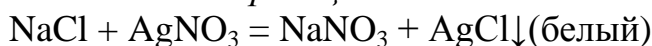
Химическая активность ослабевает в ряду  $\text{F}_2 \rightarrow \text{Cl}_2 \rightarrow \text{Br}_2 \rightarrow \text{I}_2$ .

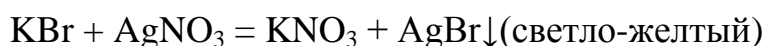
Взаимодействие	
С простыми веществами	Со сложными веществами
<p>С металлами <math>2\text{Na} + \text{Cl}_2 = 2\text{NaCl}</math>  <math>2\text{Al} + 3\text{I}_2 = 2\text{AlI}_3</math></p> <p>С неметаллами <math>\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl}</math>  <math>2\text{P} + 5\text{Br}_2 = 2\text{PBr}_5</math>  <math>\text{S} + 3\text{Cl}_2 = \text{SCl}_6</math>  <math>\text{Xe} + 2\text{F}_2 = \text{XeF}_4</math>.</p>	<p>С водой  <math>\text{F}_2 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HF} + \text{O}</math></p> <p><math>\text{O} + \text{F}_2 = \text{O}^+\text{F}_2^-</math> - фторид кислорода</p> <p>Другие менее активно  <math>\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCl}^- + \text{HCl}^+\text{O}</math></p> <p>Со щелочами  <math>\text{Cl}_2 + 2\text{KOH} \xrightarrow{\text{холод}} \text{KCl} + \text{KClO} + \text{H}_2\text{O}</math></p> <p><math>3\text{Cl}_2 + 6\text{KOH} \xrightarrow{\text{t}} 5\text{KCl} + \text{KClO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}</math></p> <p>Окислительная способность падает в ряду  <math>\text{F}_2 - \text{Cl}_2 - \text{Br}_2 - \text{I}_2</math></p> <p><math>\text{F}_2 + 2\text{KCl} = \text{Cl}_2 + 2\text{KF}</math>  <math>\text{Cl}_2 + 2\text{NaBr} = \text{Br}_2 + 2\text{NaCl}</math>  <math>\text{Br}_2 + 2\text{KJ} = \text{J}_2 + 2\text{KBr}</math></p>

### Соединения галогенов.

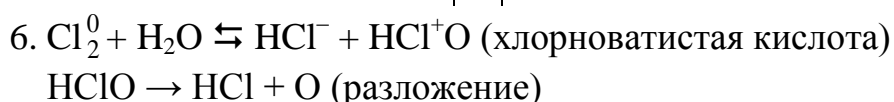
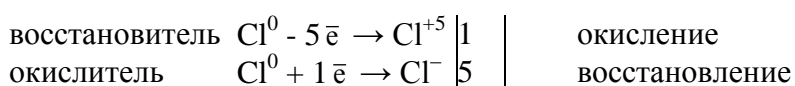
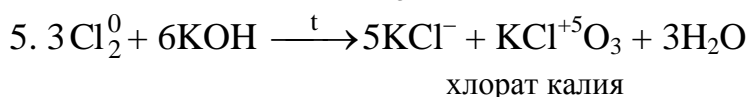
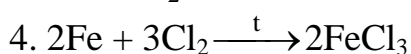
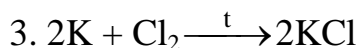
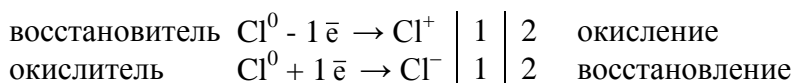
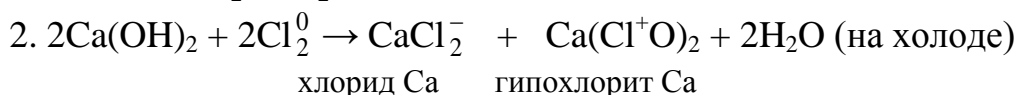
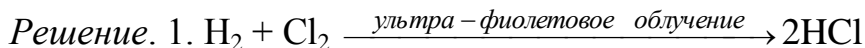
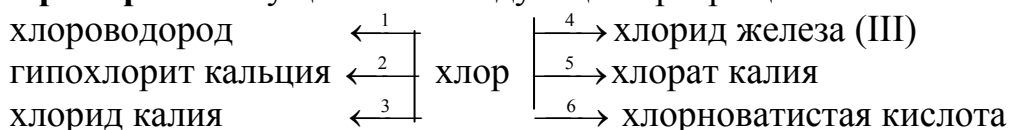
Бескислородные (галогеноводороды)	Кислородсодержащие кислоты и их соли
<p>Получение  <math>\text{CaF}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CaSO}_4 + 2\text{HF}</math>  <math>\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl}</math>  <math>\text{NaCl}_{(\text{тв.})} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{NaHSO}_4 + \text{HCl}</math>  <math>\text{H}_2 + \text{Br}_2 \xrightarrow{\text{кат.}} 2\text{HBr}</math>  <math>\text{H}_2 + \text{J}_2 \xrightarrow{\text{кат.}} 2\text{HJ}</math></p> <p>Водные растворы - кислоты            Сила кислот возрастает  <math>\text{HF} - \text{HCl} - \text{HBr} - \text{HJ}</math></p> <p>Химические свойства  <math>4\text{HF} + \text{SiO}_2 = \text{SiF}_4 + 2\text{H}_2\text{O}</math>  <math>\text{Mg} + 2\text{HCl} = \text{MgCl}_2 + \text{H}_2\uparrow</math>  <math>\text{CuO} + 2\text{HCl} = \text{CuCl}_2 + \text{H}_2\text{O}</math>  <math>\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}</math>  <math>\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{HCl} = \text{PbCl}_2\downarrow + 2\text{HNO}_3</math></p>	<p><math>\text{HCl}^+\text{O}</math> - хлорноватистая кислота  <math>\text{KClO}</math> - гипохлорит калия  <math>\text{HCl}^{+3}\text{O}_2</math> - хлористая кислота  <math>\text{KClO}_2</math> - хлорит калия  <math>\text{HCl}^{+5}\text{O}_3</math> - хлорноватая кислота  <math>\text{KClO}_3</math> - хлорат калия (бертолетова соль)  <math>\text{HCl}^{+7}\text{O}_4</math> - хлорная кислота  <math>\text{KClO}_4</math> - перхлорат калия  <math>\text{KClO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{HClO}_4 + \text{KHSO}_4</math></p> <p>Сила кислот возрастает в ряду:  <math>\text{HClO} - \text{HClO}_2 - \text{HClO}_3 - \text{HClO}_4</math>            (сильные кислоты)</p> <p>Окислительная способность кислот падает в ряду  <math>\text{HClO} - \text{HClO}_2 - \text{HClO}_3 - \text{HClO}_4</math></p> <p><math>\text{NaJ} + 3\text{HClO} = \text{NaJO}_3 + 3\text{HCl}</math>  <math>6\text{NaJ} + \text{KClO}_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{J}_2^0 + \text{KCl} + 3\text{Na}_2\text{SO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}</math></p>

### Качественные реакции на галогенид-ионы.





**Пример.** Как осуществить следующие превращения?



### Подгруппа кислорода (халькогены)

Главную подгруппу VI-группы составляют халькогены – кислород, сера, селен, теллур, полоний, относящиеся к р-элементам. Общая электронная формула  $ns^2np^4$ . Неметаллический характер и окислительная способность халькогенов уменьшается в ряду  $\text{O}^0 \rightarrow \text{S}^0 \rightarrow \text{Se}^0 \rightarrow \text{Te}^0 \rightarrow \text{Po}^0$ .

Водородные соединения халькогенов –  $\text{H}_2\text{Э}$ . Водные растворы – кислоты. Кислородные соединения – кислотные оксиды  $\text{ЭO}_2$  и  $\text{ЭO}_3$ . Им соответствуют кислоты состава  $\text{H}_2\text{ЭO}_3$  и  $\text{H}_2\text{ЭO}_4$ .

*Физические свойства и степени окисления.*

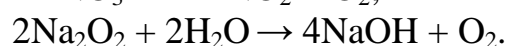
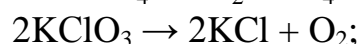
Название и символ	Электронная формула	Степень окисления	Агрегатное состояние
Кислород ${}^{16}_8\text{O}$	$2s^2 2p^4$	-2, -1, +2	Бесцветный газ
Сера ${}^{32}_{16}\text{S}$	$3s^2 3p^4$	-2, +2, +4, +6	Твердое вещество, желтого цвета
Селен ${}^{79}_{34}\text{Se}$	$4s^2 4p^4$	-2, +2, +4, +6	Твердое вещество с металлическим блеском
Теллур ${}^{128}_{52}\text{Te}$	$5s^2 5p^4$	-2, +2, +4, +6	Твердое вещество с металлическим блеском
Полоний ${}^{209}_{84}\text{Po}$	$6s^2 6p^4$	+2, +4, +6	Твердое вещество с металлическим блеском

**Кислород.** Степень окисления (-2) ( $\text{CaO}^{-2}$ ), (-1) в пероксидах ( $\text{H}_2\text{O}_2^{-1}$ ) и (+2) во фториде ( $\text{O}^{+2}\text{F}_2^{-1}$ ). Существуют две аллотропные модификации – кислород  $\text{O}_2$  и озон  $\text{O}_3$ . Проявляет высокую химическую активность (сильный окислитель).

*Химические свойства.*

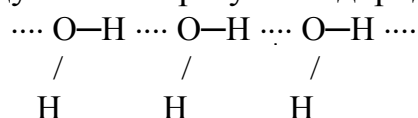
Взаимодействие	
С простыми веществами	Со сложными веществами
С металлами $2\text{Ca} + \text{O}_2 = 2\text{CaO}$ $2\text{Na} + \text{O}_2 = \text{Na}_2\text{O}_2$ С неметаллами: $2\text{C} + \text{O}_2 = 2\text{CO}$ $\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2$ Не взаимодействует с $\text{Br}_2, \text{Cl}_2, \text{Au}, \text{Pt}$	Горение сложных веществ $2\text{H}_2\text{S} + 3\text{O}_2 = 2\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 = \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ Окисление сложных веществ $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 \xrightarrow{\text{t, Pt}} 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$ Неполное окисление органических веществ: $\begin{array}{ccc} \text{O} & & \text{O} \\ // & & // \\ \text{CH}_3\text{—C—H} + \text{O} = & \text{CH}_3\text{—C—O—H} \end{array}$

*Получение.* В лаборатории – разложением солей или пероксидов:



В промышленности – перегонка сжиженного воздуха.

**Вода** – оксид водорода  $\text{H}_2\text{O}$ . Прозрачная жидкость без цвета и запаха. Имеет угловое строение и полярную ковалентную связь. Молекулы воды между собой образуют водородную связь

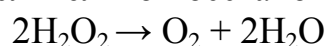


Возникают ассоциаты  $(\text{H}_2\text{O})_n$ , что обуславливает высокую плотность  $\rho=1$  г/мл, температуру кипения  $t_{\text{кип}} = 100^\circ\text{C}$ , растворяющую способность.

*Химические свойства.*

Взаимодействие	
С простыми веществами	Со сложными веществами
С металлами щелочными и щелочно-земельными $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2\uparrow$ $\text{Ca} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\uparrow$ с менее активными при высокой t $3\text{Fe} + 4\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{t}} \text{Fe}_3\text{O}_4 + 4\text{H}_2\uparrow$	С оксидами кислотными $\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_3\text{PO}_4$ основными $\text{BaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ba}(\text{OH})_2$ С солями, кислотами, основаниями $\text{CuSO}_4 + 5\text{H}_2\text{O} = \text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} = \text{NaOH} \cdot \text{H}_2\text{O}$

$\text{D}_2\text{O}$  – тяжелая вода.  $\text{H}_2\text{O}_2$  – пероксид водорода ( $\text{H—O—O—H}$ ). Проявляет окислительно-восстановительную двойственность.  $\text{H}_2\text{O}_2$  легко разлагается



Используется как окислитель и дезинфицирующее средство.

**Сера и ее соединения.** Имеет несколько аллотропных модификаций: α-сера ромбическая (лимонно-желтая); β-сера моноклинная (темно-желтая).

*Химические свойства.*

Взаимодействие	
С простыми веществами	Со сложными веществами
С металлами $Ag + S = AgS$ $2Na + S = Na_2S$	С водой не взаимодействует и не растворяется.
С неметаллами	С кислотами $S + 2 H_2SO_{4, \text{ конц.}} = 3SO_2 + 2H_2O$ $S + 4 HNO_{3, \text{ конц.}} = SO_2 + 4NO_2 + 2H_2O$
как восстановитель $S + O_2 = SO_2$ $S + Cl_2 = SCl_2$ $S + F_2 = SF_6$	Со щелочами $3S + NaOH \xrightarrow{t} 2Na_2S^{-2} + Na_2SO_3 + 3H_2O$
как окислитель $S + C = CS_2$ $S + H = H_2S$	

*Получение.* В промышленности – выплавка из горных пород.

В лаборатории  $H_2SO_3 + 2H_2S \rightarrow 3S \downarrow + 3H_2O$

$2H_2S + O_2 \rightarrow 2S + 2H_2O$

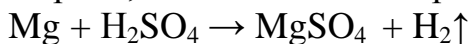
*Соединения серы.*

Бескислородные соединения	Кислородосодержащие соединения
$H_2S$ - сероводород (бесцветный газ с запахом тухлых яиц). Сильный восстановитель $5H_2S^{-2} + 2KMn^{+7}O_4 + 3H_2SO_4 =$ $= 5S^0 + 2MnSO_4 + K_2SO_4 + 8H_2O$ $H_2S^{-2} + 6HNO_3 = S^{+4}O_2 + 6NO_2 + 4H_2O$ Водный раствор – сероводородная кислота (слабая). I. $H_2S \rightleftharpoons H^+ + HS^-$ II. $HS^- \rightleftharpoons H^+ + S^{2-}$ $2NaOH + H_2S = Na_2S + H_2O$ $NaOH + H_2S = NaHS + H_2O$ С солями $Pb(NO_3)_2 + H_2S = PbS \downarrow + 2HNO_3$ <b>черный</b> (качественная реакция) Получение $FeS + 2HCl = FeCl_2 + H_2S$	$SO_2$ - сернистый газ с резким запахом, кислотный оксид. $SO_2 + H_2O = H_2SO_3$ (сернистая кислота) Окислительно-восстановительные свойства $2H_2S + SO_2 = 3S + 2H_2O$ $5SO_2 + 2KMnO_4 + 2H_2O =$ $= 2H_2SO_4 + 2MnSO_4 + K_2SO_4$ Получение в лаборатории $Cu + 2H_2SO_4 = CuSO_4 + SO_2 + 2H_2O$ в промышленности $2PbS + 3O_2 \xrightarrow{t} 2PbO + 2SO_2$ $SO_3$ – оксид серы (VI) – бесцв. жидкость, кислотный оксид. $SO_3 + H_2O = H_2SO_4$ – серная кислота, окислитель; восстанавливается до $SO_2$ . Получение $2SO_2 + O_2 = 2SO_3$

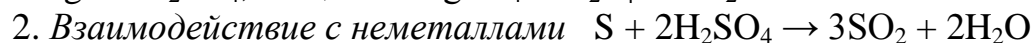
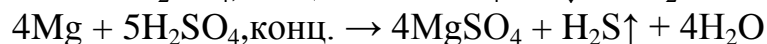
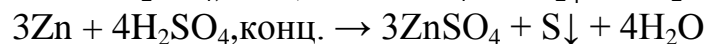
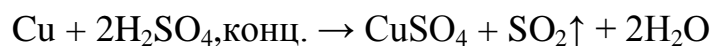
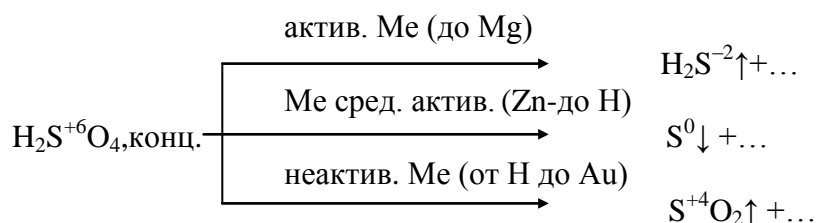
**Серная кислота.**  $H_2SO_4$  – бесцветная вязкая жидкость ( $\rho = 1,83 \text{ г/мл}$ ).

*Химические свойства.*

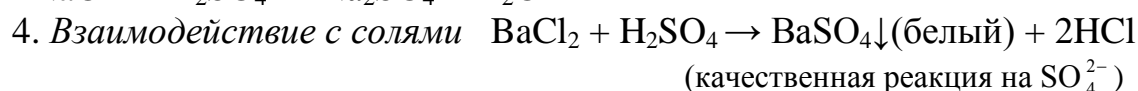
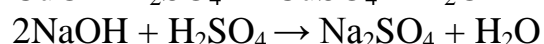
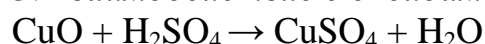
1. *Взаимодействие с металлами.* Сильный окислитель. В разбавленной  $H_2SO_4$  окислителем является ион  $H^+$ . Металлы, стоящие в ряду напряжений до водорода, вытесняют его из разбавленной серной кислоты:



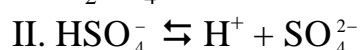
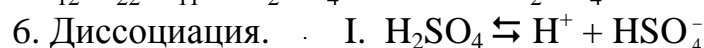
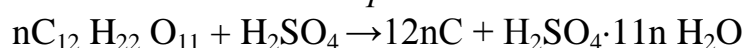
В концентрированной  $H_2SO_4$  окислителем является  $S^{+6}$ . Пассивирует при обычной температуре Fe, Al, Ni, Cr, Ti. Продукт восстановления зависит от активности металла.



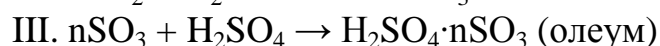
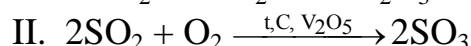
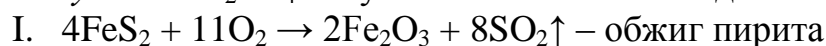
3. *Взаимодействие с оксидами и основаниями*



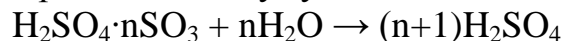
5. *Взаимодействие с органическими соединениями*



*Получение.*  $\text{H}_2\text{SO}_4$  получают в несколько стадий контактным способом



Приливая к олеуму необходимое количество воды, получают кислоту



### Подгруппа азота

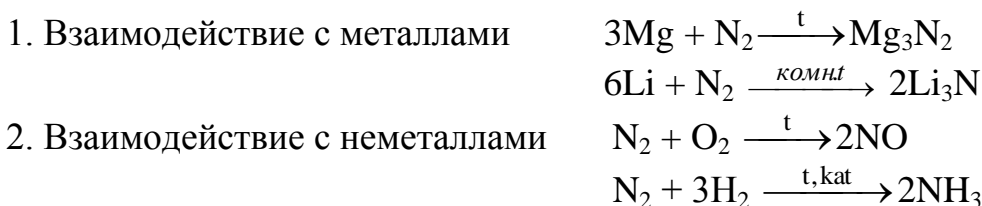
Главную подгруппу V группы периодической системы составляют азот N, фосфор P, мышьяк As, сурьма Sb и висмут Bi. Общая электронная формула  $ns^2np^3$ .

Элемент	Электронная формула	Степень окисления	Агрегатное состояние
Азот ${}^{14}_7\text{N}$	$2s^2 2p^3$	-3, -2, -1, +1, +2, +3, +4, +5	Бесцветный газ
Фосфор ${}^{31}_{15}\text{P}$	$3s^2 3p^3$	-3, +3, +5	Хрупкое твердое вещество
Мышьяк ${}^{75}_{33}\text{As}$	$4s^2 4p^3$	-3, +3, +5	Серебристо-серое вещество с металлическим блеском
Сурьма ${}^{122}_{51}\text{Sb}$	$5s^2 5p^3$	-3, +3, +5	Серебристо-белый металл
Висмут ${}^{209}_{83}\text{Bi}$	$6s^2 6p^3$	+3, +5	Серебристый металл с красноватым оттенком

**Азот и его соединения.** В свободном состоянии азот – двухатомная молекула  $\text{N}_2$ , очень прочная за счет тройной связи ( $\sigma + 2\pi$ )  $\text{N} \equiv \text{N}$ . Азот обладает малой реакционной способностью, вступает в химическое взаимодействие при высоких температурах.



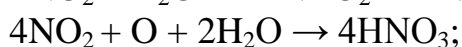
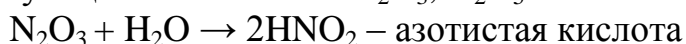
*Химические свойства.*



*Получение.* В промышленности  $\text{N}_2$  получают перегонкой сжиженного воздуха.



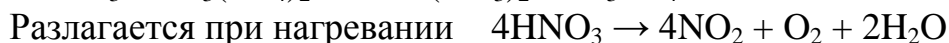
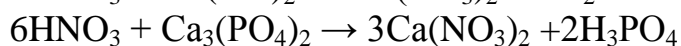
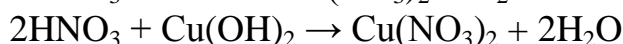
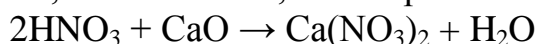
*Оксиды азота и их свойства.* Несолеобразующие –  $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{NO}_2$ ; солеобразующие кислотные –  $\text{N}_2\text{O}_3$ ,  $\text{N}_2\text{O}_5$ .



*Азотная кислота*  $\text{HNO}_3$  – сильная кислота, одноосновная, в водном растворе диссоциирует практически полностью



Проявляет все характерные свойства кислот, реагируя с основными оксидами, основаниями, некоторыми солями.

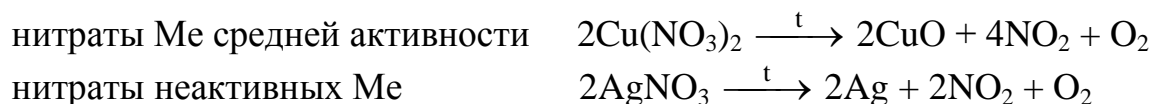


$\text{HNO}_3$  – сильный окислитель. Продуктами восстановления являются оксиды азота и ион аммония  $\text{NH}_4^+$ . Это зависит от концентрации  $\text{HNO}_3$  и активности металла.



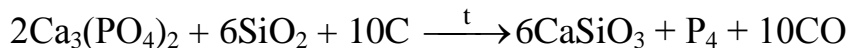
Все соли азотной кислоты термически малоустойчивы.





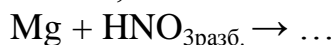
### Фосфор и его соединения

*Получение.* В промышленности

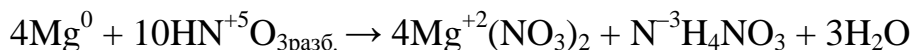


Соединения P (III)	Соединения P (V)
Взаимодействие с простыми веществами	
$2\text{P} + 3\text{Cl}_2 = 2\text{PCl}_3$ $4\text{P} + 3\text{O}_2 = 2\text{P}_2\text{O}_3$ $2\text{P} + 3\text{S} = \text{P}_2\text{S}_3$ $2\text{P} + 3\text{Mg} = \text{Mg}_3\text{P}_2$ (фосфид Mg)	$2\text{P} + 5\text{Cl}_2 = 2\text{PCl}_5$ $4\text{P} + 5\text{O}_2 = 2\text{P}_2\text{O}_5$
Взаимодействие со сложными веществами	
С кислотами ( $\text{HNO}_3$ )	$3\text{P} + 5\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} = 3\text{H}_3\text{PO}_4 + 5\text{NO}$
Со щелочами	$4\text{P}^0 + 3\text{KOH} + 3\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{t} \text{P}^{-3}\text{H}_3\uparrow + 3\text{KH}_2\text{P}^{+1}\text{O}_2$
Кислородные соединения фосфора	
Оксиды $\text{P}_2\text{O}_3$ ( $\text{P}_4\text{O}_6$ ) – ядовит $\text{P}_2\text{O}_5$ ( $\text{P}_4\text{O}_{10}$ ) – белые кристаллы, сильный осушитель.	Кислоты $\text{P}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{PO}_3$ – фосфористая кислота (восстановитель). $\text{P}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HPO}_3$ – метафосфорная кислота $\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O} = 3\text{H}_3\text{PO}_4$ – ортофосфорная кислота Образует два типа кислых солей. Получение в промышленности: $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 = 3\text{CaSO}_4 + 2\text{H}_3\text{PO}_4$

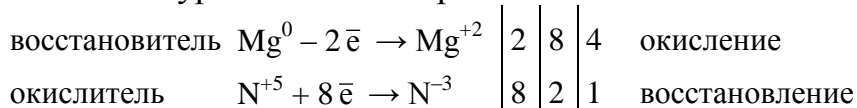
**Пример.** Допишите уравнение окислительно-восстановительной реакции, методом электронного баланса расставьте коэффициенты, укажите окислитель, восстановитель.



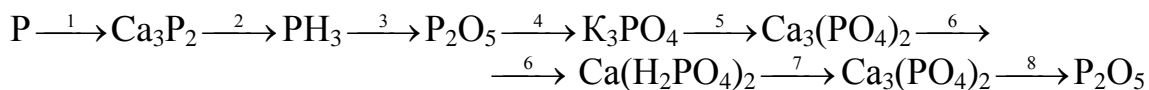
*Решение.* При взаимодействии разбавленной азотной кислоты с активными металлами продуктом восстановления  $\text{N}^{+5}$  в  $\text{HNO}_3$  является ион аммония ( $\text{N}^{-3}\text{H}_4$ )<sup>+</sup>. Следовательно, полное уравнение выглядит следующим образом



Составим уравнения электронного баланса



**Пример.** Напишите уравнения реакций, характеризующих ряд превращений



**Решение.** 1.  $2\text{P} + 3\text{Ca} \rightarrow \text{Ca}_3\text{P}_2$

2.  $\text{Ca}_3\text{P}_2 + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow 3\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{PH}_3\uparrow$
3.  $2\text{PH}_3 + 4\text{O}_2 \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O}$
4.  $\text{P}_2\text{O}_5 + 6\text{KOH} \rightarrow 2\text{K}_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$
5.  $2\text{K}_3\text{PO}_4 + 3\text{CaCl}_2 \rightarrow 6\text{KCl} + \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2\downarrow$
6.  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 4\text{HCl}$  (недостаток)  $\rightarrow \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 + 2\text{CaCl}_2$   
дигидрофосфат Ca
7.  $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 + 2\text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2\downarrow + 4\text{H}_2\text{O}$
8.  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \xrightarrow{t} 3\text{CaO} + \text{P}_2\text{O}_5$

### Подгруппа углерода

В главную подгруппу IV группы входят углерод С, кремний Si, германий Ge, олово Sn, свинец Pb. Сокращенная электронная формула  $ns^2np^2$ . В основном состоянии элементы двухвалентны, в возбужденном – четырехвалентны. С, Si – неметаллы, образуют оксиды типа ЭО и ЭО<sub>2</sub>, водородные соединения ЭН<sub>4</sub>. Высшие оксиды углерода и кремния обладают кислотными свойствами.

### Углерод и его соединения

Углерод существует в нескольких аллотропных модификациях. Кроме алмаза (кристаллическая структура) и графита (слоистая структура) известны α-карбин (–C≡C–C≡C–), β-карбин (поликумулен) (=C=C=C=), фуллерены (C<sub>60,90</sub>).

При обычной температуре углерод малоактивен, при нагревании взаимодействует со многими простыми и сложными веществами, может проявлять окислительно-восстановительные свойства.

#### Химические свойства.

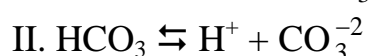
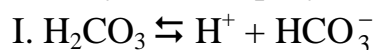
Восстановительные	Окислительные
$\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2$ – углекислый газ $2\text{C} + \text{O}_2 = 2\text{CO}$ – угарный газ $\text{C} + 2\text{S} = \text{CS}_2$ – сероуглерод $2\text{C} + \text{N}_2 = (\text{CN})_2$ – дициан $\text{C} + \text{CuO} = \text{Cu} + \text{CO}$ $2\text{C} + \text{PbO}_2 = \text{Pb} + 2\text{CO}$ в металлургии $\text{C} + \text{CO}_2 = 2\text{CO}$ $\text{C} + \text{H}_2\text{O}(\text{пар}) = \text{CO} + \text{H}_2$ – водяной газ	$4\text{Al} + 3\text{C} = \text{Al}_4\text{C}_3$ – карбид алюминия $\text{Ca} + 2\text{C} = \text{CaC}_2$ – карбид кальция $\text{CaO} + 3\text{C} = \text{CaC}_2 + \text{CO}$ $\text{C} + \text{H}_2 = \text{CH}_4$ – метан

### Оксиды углерода (II) и (IV).

CO – бесцв. газ, без запаха, токсичен	CO <sub>2</sub> – бесцв. газ, без запаха
Получение	
$\text{HCOOH} \xrightarrow[\text{H}_2\text{CO}_4]{t} \text{CO}\uparrow + \text{H}_2\text{O}$	В промышленности $\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2$ $\text{CaCO}_3 \xrightarrow{t} \text{CaO} + \text{CO}_2\uparrow$ В лаборатории $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$

Химические свойства	
Несолеобразующий оксид	Кислотный оксид
$2\text{CO} + \text{O}_2 = 2\text{CO}_2$ $\text{CO} + \text{Cl}_2 = \text{COCl}_2$ $\text{CO} + \text{Fe}_2\text{O}_3 = 3\text{CO}_2 + 2\text{Fe}$ $\text{Ni} + 4\text{CO} = \text{Ni}(\text{CO})_4$ – тетракарбонил <span style="padding-left: 100px;">никеля</span> $\text{CO} + \text{NH}_3 = \text{HCN} + \text{H}_2\text{O}$ <span style="padding-left: 20px;">циановодородная</span> <span style="padding-left: 20px;">кислота</span>	$\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{CO}_3$ – угольная кислота $\text{CO}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{CaCO}_3\downarrow + \text{H}_2\text{O}$ $\text{CO}_2 + \text{BaO} = \text{BaCO}_3$ $\text{CO}_2 + \text{KOH} = \text{KHCO}_3$ С металлами $\text{CO}_2 + 2\text{Mg} = 2\text{MgO} + \text{C}$

**Угольная кислота  $\text{H}_2\text{CO}_3$**  – слабая, двухосновная кислота. Диссоциирует в 2 степени, образует средние и кислые соли.



Средние соли - карбонаты $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , $\text{K}_2\text{CO}_3$ , $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ - растворимые в воде $\text{CaCO}_3$ , $\text{MgCO}_3$ , $\text{BaCO}_3$ – нерастворимые $\text{MgCO}_3 \xrightarrow{t} \text{MgO} + \text{CO}_2\uparrow$ $\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$	Кислые соли - гидрокарбонаты $\text{Na}(\text{HCO}_3)_2$ , $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ , $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ – растворимые в воде $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 \xrightarrow{t} \text{CaCO}_3\downarrow + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$ $\text{NaHCO}_3 + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$ $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = 2\text{CaCO}_3\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$
--	--

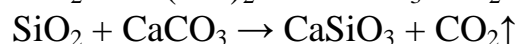
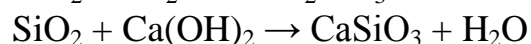
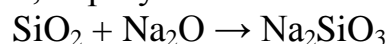
### Кремний и его соединения

Кремний – темно-серое вещество со стальным блеском, твердое (царапает стекло), проявляет полупроводниковые свойства.

*Химические свойства.*

Взаимодействие	
С простыми веществами	Со сложными веществами
С галогенами $\text{Si} + 2\text{Cl}_2 \xrightarrow{t} \text{SiCl}_4$ С кислородом) $\text{Si} + \text{O}_2 \xrightarrow{t} \text{SiO}_2$ С азотом $3\text{Si} + 2\text{N}_2 \xrightarrow{t} \text{Si}_3\text{N}_4$ С углеродом $\text{Si} + \text{C} \xrightarrow{t} \text{SiC}$ <span style="padding-left: 100px;">карборунд</span> С металлами $\text{Si} + 2\text{Mg} = \text{Mg}_2\text{Si}$ разлагаются кислотами $\text{Mg}_2\text{Si} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{SiH}_4(\text{силан}) + 2\text{MgSO}_4$	С плавиковой кислотой $\text{Si} + 4\text{HF} = \text{SiF}_4 + 2\text{H}_2\uparrow$ $\text{Si} + 12\text{HF} + 4\text{HNO}_3 = 3\text{SiF}_4 + 4\text{NO} + 8\text{H}_2\text{O}$ Хранить HF в стеклянной посуде нельзя! Со щелочами $\text{Si} + 2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2\text{SiO}_3 + 2\text{H}_2\uparrow$ С оксидами $\text{Si} + 2\text{MgO} = 2\text{Mg} + \text{SiO}_2$

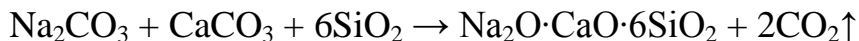
**Оксид кремния (IV)  $\text{SiO}_2$**  (кремнезем) – твердое тугоплавкое вещество, нерастворимо в воде, кислотный оксид, реагирует при нагревании или сплавлении, образуя силикаты.



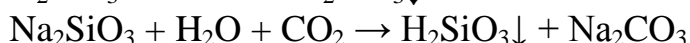
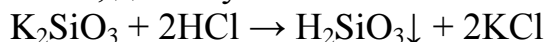
Полученные искусственным путем  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$  и  $\text{K}_2\text{SiO}_3$  – растворимое стекло – сильно гидролизованы. Их концентрированный раствор (жидкое стекло) имеет сильно щелочную реакцию.

Из  $\text{SiO}_2$  получают карборунд  $\text{SiC}$ :  $\text{SiO}_2 + 3\text{C} \rightarrow \text{SiC} + 2\text{CO}$ .

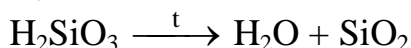
$\text{SiO}_2$  является основным компонентом стекла, которое получается по реакции:



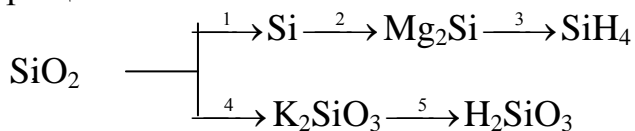
**Кремниевая кислота  $\text{H}_2\text{SiO}_3$**  – очень слабая кислота. В воде нерастворима, но легко образует коллоидные растворы. Получают ее из растворимых силикатов, действуя более сильной кислотой, даже угольной:



При обычных условиях медленно, а при нагревании быстрее разлагается на воду и  $\text{SiO}_2$ :



**Пример.** Представьте с помощью химических уравнений следующие превращения



**Решение.** 1.  $\text{SiO}_2 + 2\text{C} = \text{Si} + 2\text{CO}$

