

Главная > Physical Science and Engineering > Chemistry

Неорганическая химия

Обзор

Часто задаваемые
вопросы

Авторы

Зарегистрироваться

Начало 26 марта 2018
года

[Apply for Financial Aid](#)

Об этом курсе: Химия — это магия по-научному! Посмотрев наш курс, вы убедитесь в этом. Мы не только расскажем вам о неорганических веществах, их превращениях, физических и химических свойствах, но и наглядно покажем всё это в настоящей химической лаборатории. (Спойлер: у нас взорвался натрий, да и вообще много чего интересного произошло).

В курсе вы узнаете об основных химических элементах Периодической системы: сначала главных подгрупп, а затем уже переходных металлов. Вряд ли в школе вы говорили об этом так подробно и увлекательно. Химия каждого элемента рассматривается на «продвинутом» уровне, поэтому в начале курса мы напомним вам основы общей химии и ключевые понятия неорганики. При рассмотрении химических свойств поддерживается концепция их разделения на три главнейшие группы: кислотно-основные свойства, окислительно-восстановительные превращения и реакции комплексообразования. Добро пожаловать в красивый (и немного опасный) мир неорганической химии!

Вводный модуль. Основы общей химии (10 видео)

Неделя 1. Неорганические вещества и их реакции (11 видео)

Неделя 2. Водород, галогены, кислород (11 видео)

Неделя 3. Сера, азот (11 видео)

Неделя 4. Фосфор, углерод, кремний, металлы главных подгрупп (10 видео)

Неделя 5. Переходные элементы (10 видео)



Константин Коваленко

кандидат химических наук, доцент

[Novosibirsk State University](#)



Химия элементов IVA группы

Электронные конфигурации в основном и возбужденном состоянии

Периодическая система элементов Д. И. Менделеева (длинная форма)

Периоды	Группы элементов																	
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
Бли	IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VII B	VIII B			IB	II B	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
1	(1H)																1H	2He
2	3Li	4Be											5B	6C	7N	8O	9F	10Ne
3	11Na	12Mg											13Al	14Si	15P	16S	17Cl	18Ar
4	19K	20Ca	21															
5	37Rb	38Sr	39															
6	55Cs	56Ba	57															
7	87Fr	88Ra	89															
	s ¹	s ²																
	s																	

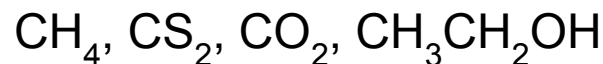
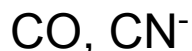


Лантаноиды

ns ²	59Pr	60Nd	61Pm	62Sm	63Eu	64Gd	65Tb	66Dy	67Ho	68Er	69Tm	70Yb	71Lu
-----------------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------

**Актиноиды

90Th	91Pa	92U	93Np	94Pu	95Am	96Cm	97Bk	98Cf	99Es	100Fm	101Md	102No	103Lr
------	------	-----	------	------	------	------	------	------	------	-------	-------	-------	-------



Валентность = 3

Валентность = 4

2 связи за счет обобщения электронов
+ 1 связь донорно-акцепторная

Распространенность и минералы

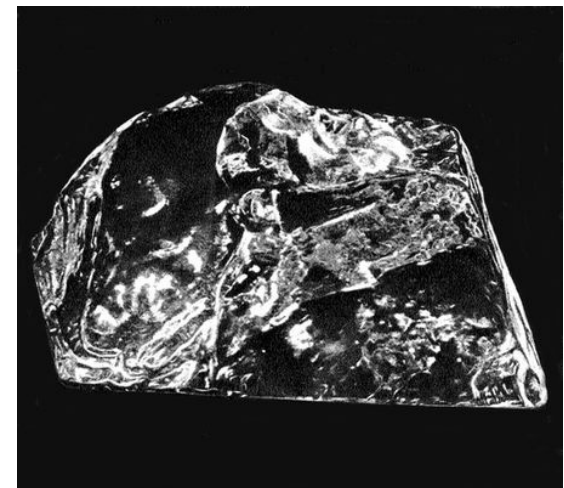
C – 11 место, CO_2 , CaCO_3 (известняк, кальцит, мрамор), уголь, нефть, природный газ

Si – 2 место; SiO_2 (кремнезем, кварц), силикаты, алюмосиликаты

Ge – 54 место, Cu_3GeS_4 (германит)

Sn – 27 место, SnO_2 (касситерит)

Pb – 35 место, PbS (галенит), PbSO_4 (англезит), PbCO_3 (церуссит)



Открытие элементов

- **C** – известен с древнейших времен; лат. «карбон» – уголь
- **Si** – 1883 г., швед Берцелиус; от лат. «силекс» – кремень
- **Ge** - предсказан Менделеевым в 1871 г., открыт нем. Винклером в 1885 г., назван в честь Германии
- **Sn** – известен давно, от лат. «станнум» – стойкий
- **Pb** – известен давно, происхождение названия не ясно

Применение C, Si, Ge, Sn, Pb

C:

Алмаз: украшения, абразивы

Графит: смазка, электроды, тугоплавкие материалы, замедлители нейтронов, покрытия

Сажа: краски, резина

Активированный уголь: адсорбент, в медицине

Волокна: усилители полимеров

Si: полупроводники, фотовольтаики, преобразователи солнечной энергии, силиконы

SiO₂: оптика, стекло, пьезодатчики, сенсоры, катализ, искусственные цеолиты

Ge: полупроводники, ИК-оптика

Sn: покрытия, производство сплавов (бронза, припой), аналитические цели, полупроводники

SnO₂: пигмент, сенсоры

Pb: пигменты, свинцовые аккумуляторы

Простые вещества

Углерод богат на аллотропные модификации простого вещества!



- аморфный углерод (= мелкие частицы графита)

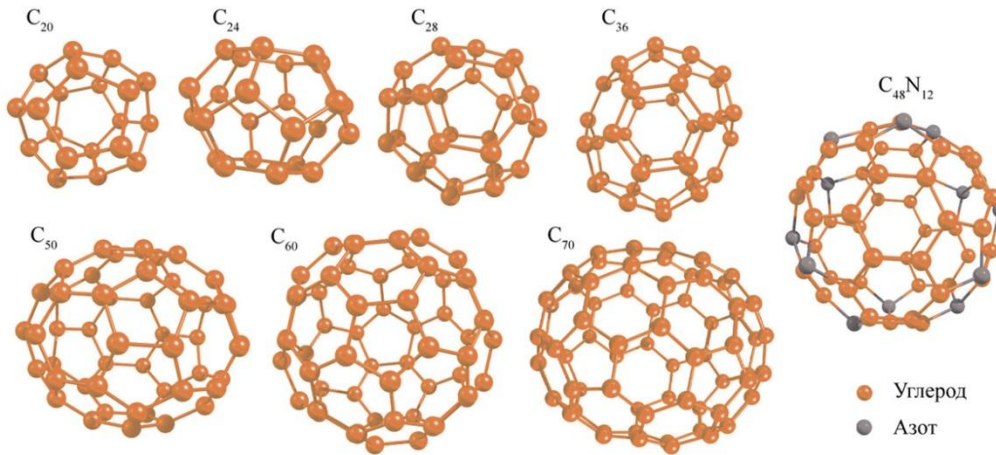
Сажа

Кокс

Древесный уголь

IVA
${}_6\text{C}$
${}_{14}\text{Si}$
${}_{32}\text{Ge}$
${}_{50}\text{Sn}$
${}_{82}\text{Pb}$
...
p^2

ns^2np^2

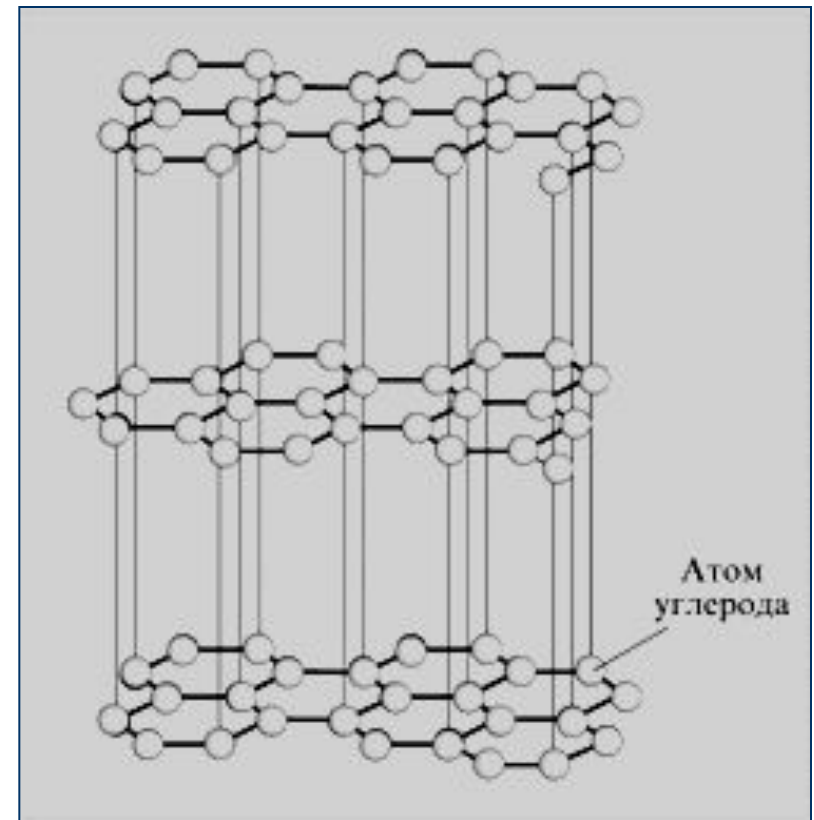


- фуллерены

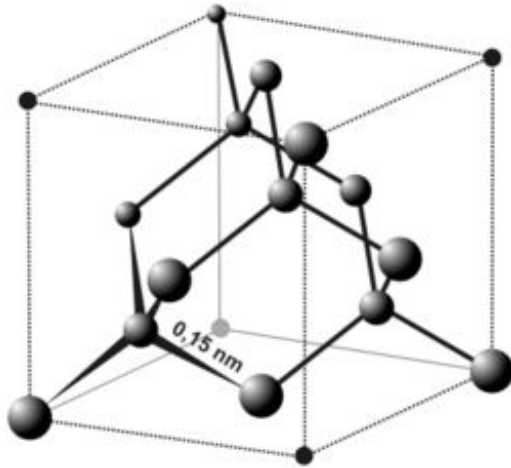
Графит



- ◆ Т. пл. 3800 °С, т. кип. 4000 °С, плотность 2,27 г/см³, электропроводен, устойчив.
- ◆ Типичный восст-ль (реагирует с водородом, кислородом, фтором, серой, металлами).
- ◆ Кристаллическая решетка слоистая (sp^2 -гибридизация).



Алмаз

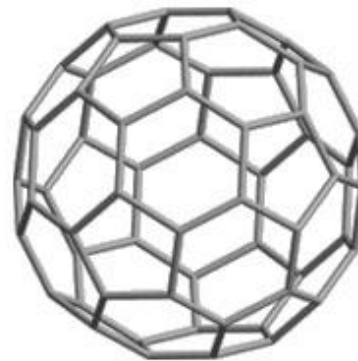


- ◆ Бесцветные прозрачные кристаллы, диэлектрик, ювелирный драгоценный камень (бриллиант), плотность $3,515 \text{ г/см}^3$.
- ◆ Крист. решетка атомная (sp^3 -гибридизация).
- ◆ Выше $1200 \text{ }^\circ\text{C}$ переходит в графит.
- ◆ При прокаливании на воздухе сгорает.

Карбин и фуллерен

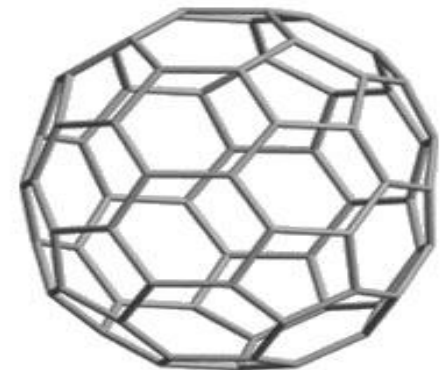
- ◆ **Карбин:** линейные макромолекулы $(C_2)_n$, бесцветен и прозрачен, полупроводник; плотность $3,27 \text{ г/см}^3$; выше $2300 \text{ }^\circ\text{C}$ переходит в графит.

- ◆ **Фуллерены:** C_{60} и C_{70} (полые сферы, сочетание 5-ти и 6-ти членных циклов), темно-окрашенный порошок, полупроводник, $t_{\text{пл}} = 500\text{-}600 \text{ }^\circ\text{C}$, плотность $1,7 \text{ г/см}^3$ (C_{60}).
Открыты в 1980 г.
Нобелевская премия по химии.

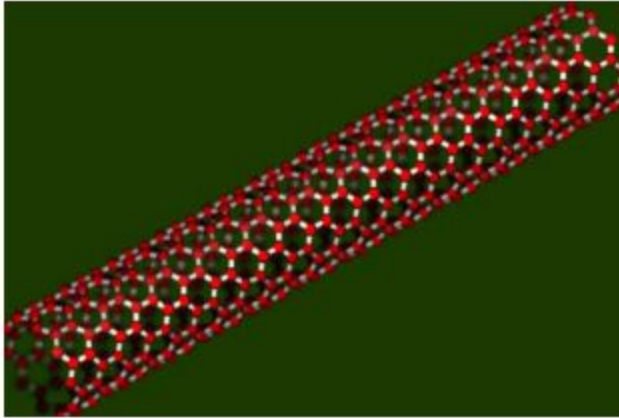


Фуллерен C_{60}

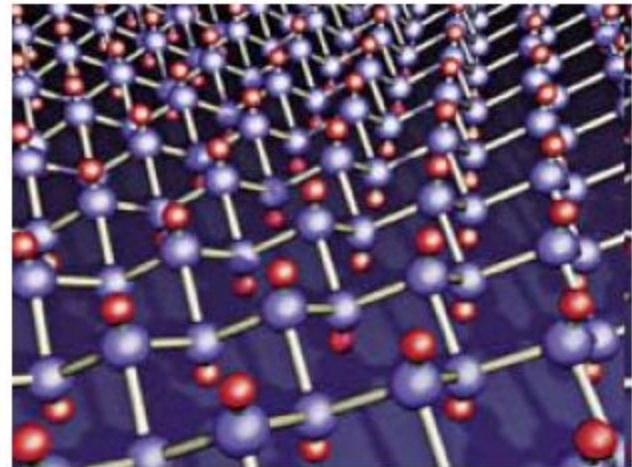
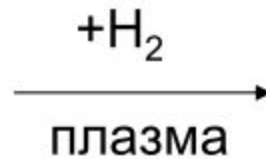
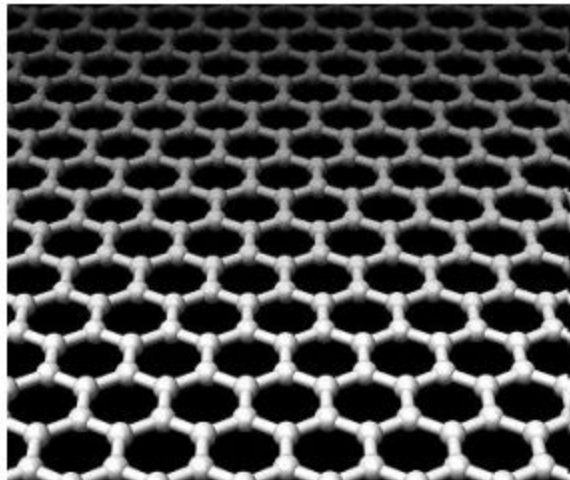
Фуллерен C_{70}



Новые формы углерода



Углеродная нанотрубка
Длина до 10 мкм, диаметр 10-15 нм



Графен – один слой графита

Графан – гидрированный графен

Новые формы углерода

Нобелевская премия по физике 2010 года



Андрей Гейм



Константин Новоселов

«за новаторские эксперименты с двумерным материалом – графеном»

Основные степени окисления

IVA
${}^6\text{C}$
${}^{14}\text{Si}$
${}^{32}\text{Ge}$
${}^{50}\text{Sn}$
${}^{82}\text{Pb}$
...
p ²

+4 CO_2 , COCl_2 , CCl_4 , SCN^- , Na_2CO_3 , KHCO_3

+2 CN^- , CO

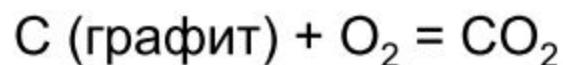
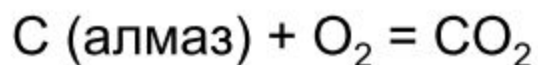
0 C

-1 CaC_2 $\{\text{C} \equiv \text{C}\}^{2-}$ Карбид (ацетеленид) кальция

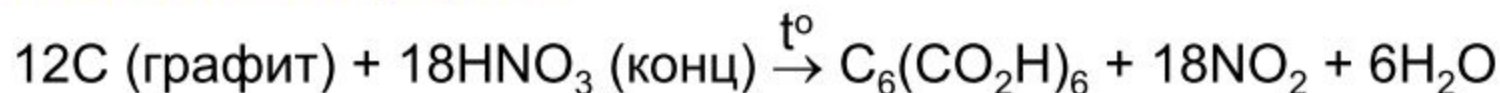
-4 Al_4C_3 Карбид (метанид) алюминия

Свойства углерода

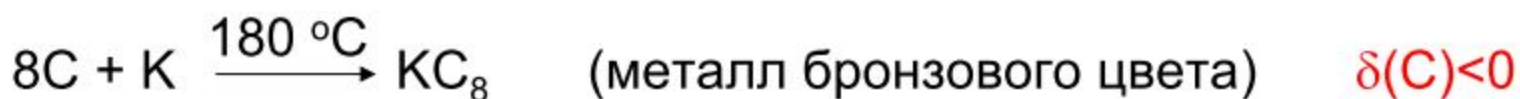
1. Горение



2. Окисление графита



3. Интеркалирование графита



Интеркалирование графита

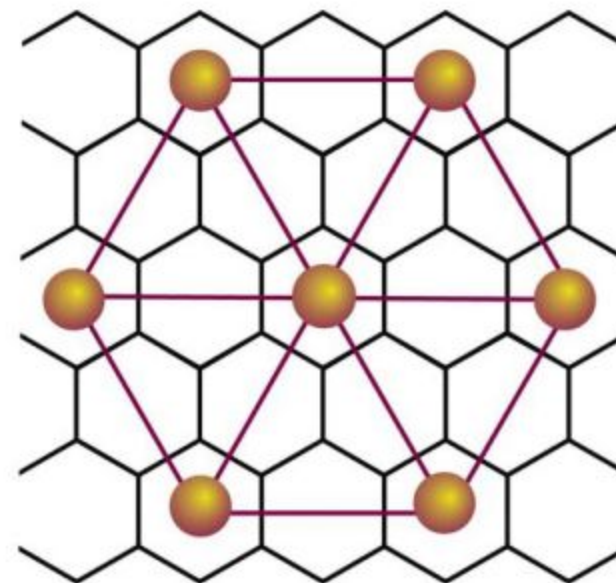
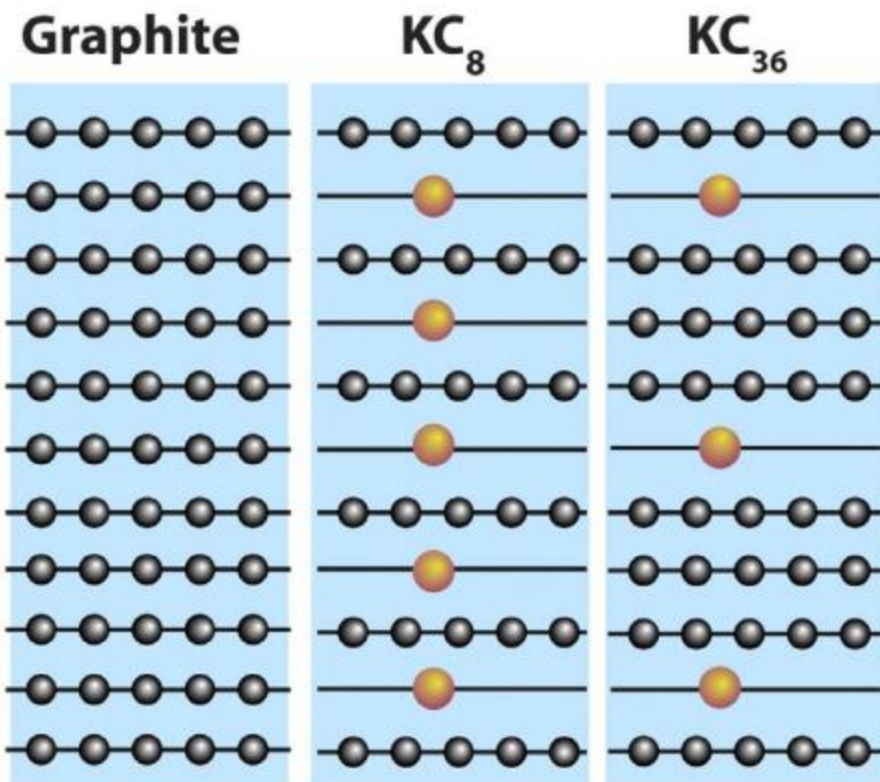


Figure 13-12
Shriver & Atkins Inorganic Chemistry, Fourth Edition
© 2006 by D. F. Shriver, P. W. Atkins, T. L. Overton, J. P. Rourke, M. T. Weller, and F. A. Armstrong

Figure 13-3
Shriver & Atkins Inorganic Chemistry, Fourth Edition
© 2006 by D. F. Shriver, P. W. Atkins, T. L. Overton, J. P. Rourke, M. T. Weller, and F. A. Armstrong

Карбиды

Карбиды подразделяются на следующие виды:

- 1) ионные / солеобразные (CaC_2 , Al_4C_3);
- 2) молекулярные;
- 3) ковалентные или металлоидные (карборунд SiC , B_4C);
- 4) металлоподобные (цементит Fe_3C , TiC , WC , ZrC и др., нет стехиометрии).

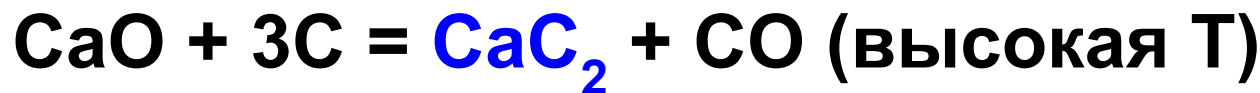
IVA
${}_6\text{C}$
${}_{14}\text{Si}$
${}_{32}\text{Ge}$
${}_{50}\text{Sn}$
${}_{82}\text{Pb}$
...
p ²

Li	Be																		
Na	Mg																		
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni							As	Se	Br	
Rb	Sr	La/Lu	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru											I	
Cs	Ba	Ac/Lr	Hf	Ta	W	Re	Os												

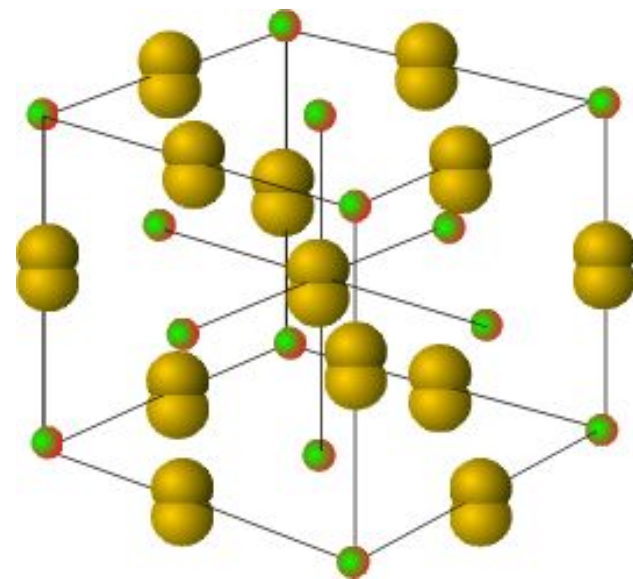
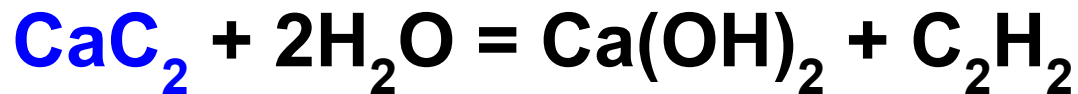
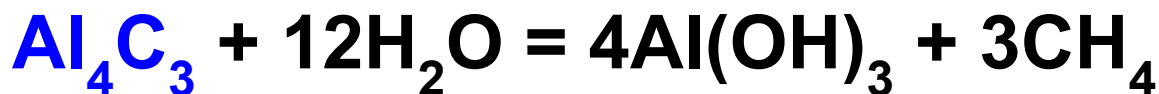
ионные
 металлоидные
 молекулярные
 неизвестны
 !

Карбиды

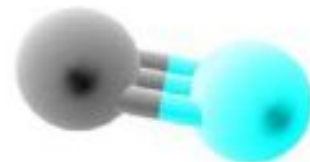
Ионные карбиды – **метаниды** (Be_2C , Al_4C_3),
ацетилениды ($\text{M}^{\text{II}}\text{C}_2$, $\text{M}^{\text{I}}_2\text{C}_2$)



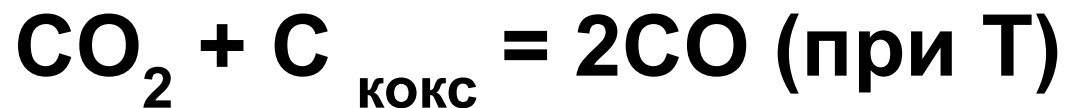
Гидролиз:



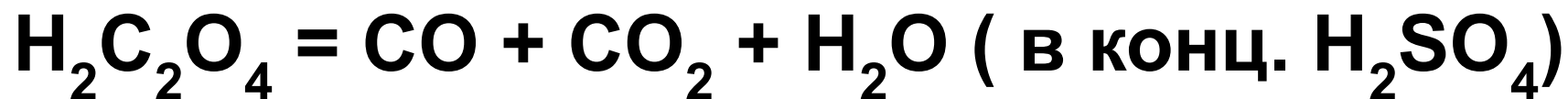
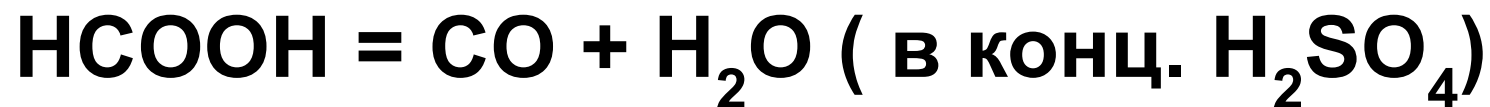
CO



1) Получение в промышленности:

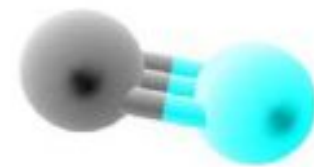


2) Получение в лаборатории:



- ♦ Газ без цвета и запаха, легче воздуха, малорастворим в воде, $t_{\text{кип.}} = -191,5 \text{ }^\circ\text{C}$, ядовит («угарный газ»).

Свойства СО



1) При н.у. нерастворим в воде, кислотах и щелочах (несолеобразующий)

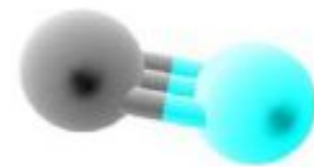
2) Но солеобразующий при 120 °С и 5 атм.:



3) Восстановительные свойства (при T):

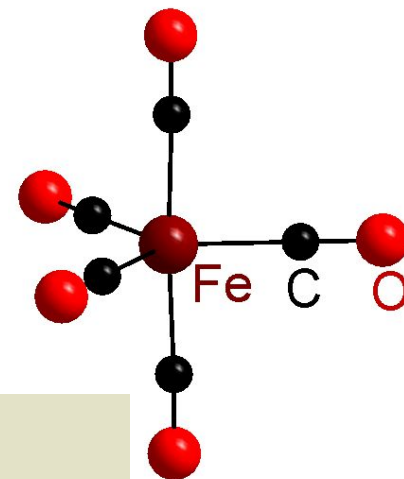
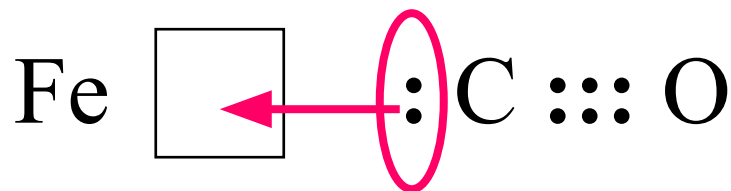
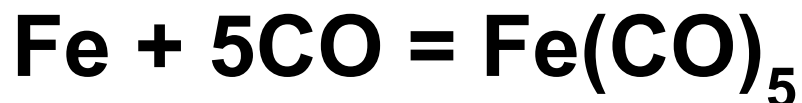
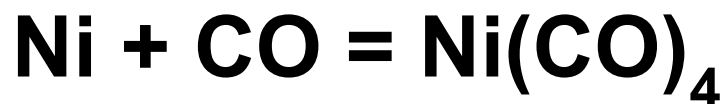


Свойства СО

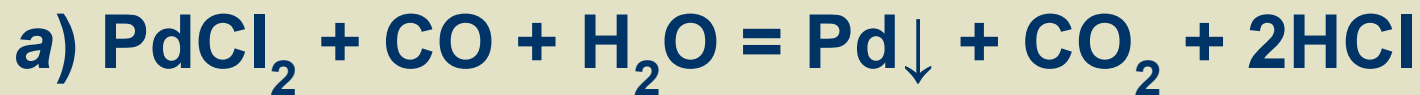


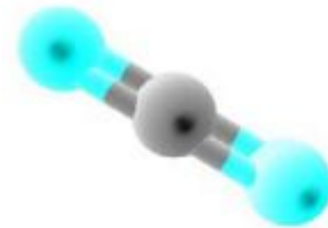
5) Комплексообразование:

СО образует прочные комплексы – карбонилы:

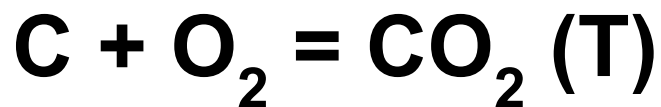


♦ Обнаружение СО:





1) Получение в промышленности:



2) Получение в лаборатории (ап. Киппа):



- ◆ Бесцветный газ, без запаха, тяжелее воздуха, умеренно растворим в воде (при комн. т. в 1 л воды ~ 1,7 л CO_2)
- ◆ В тв. сост. («сухой лёд») – молекулярная крист. решетка; $t_{\text{возгонки}} = -78 \text{ }^\circ\text{C}$, $t_{\text{пл.}} = -57 \text{ }^\circ\text{C}$ ($P = 5 \text{ атм}$)

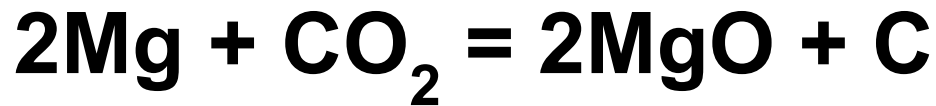
Свойства CO₂



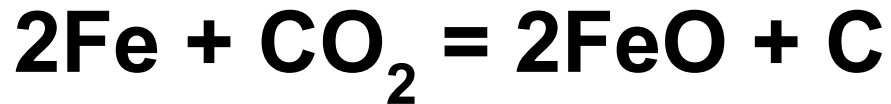
1) Не поддерживает горение

2) Окислитель:

а) активные металлы (Mg, Na, K) горят в CO₂:



б) при высокой температуре:

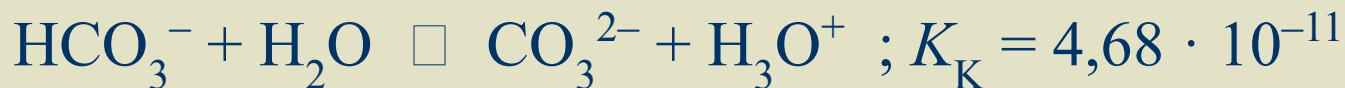
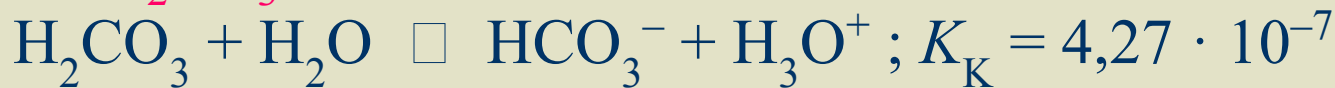


Моногидрат $\text{CO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ и угольная кислота H_2CO_3

- ◆ В водном растворе:

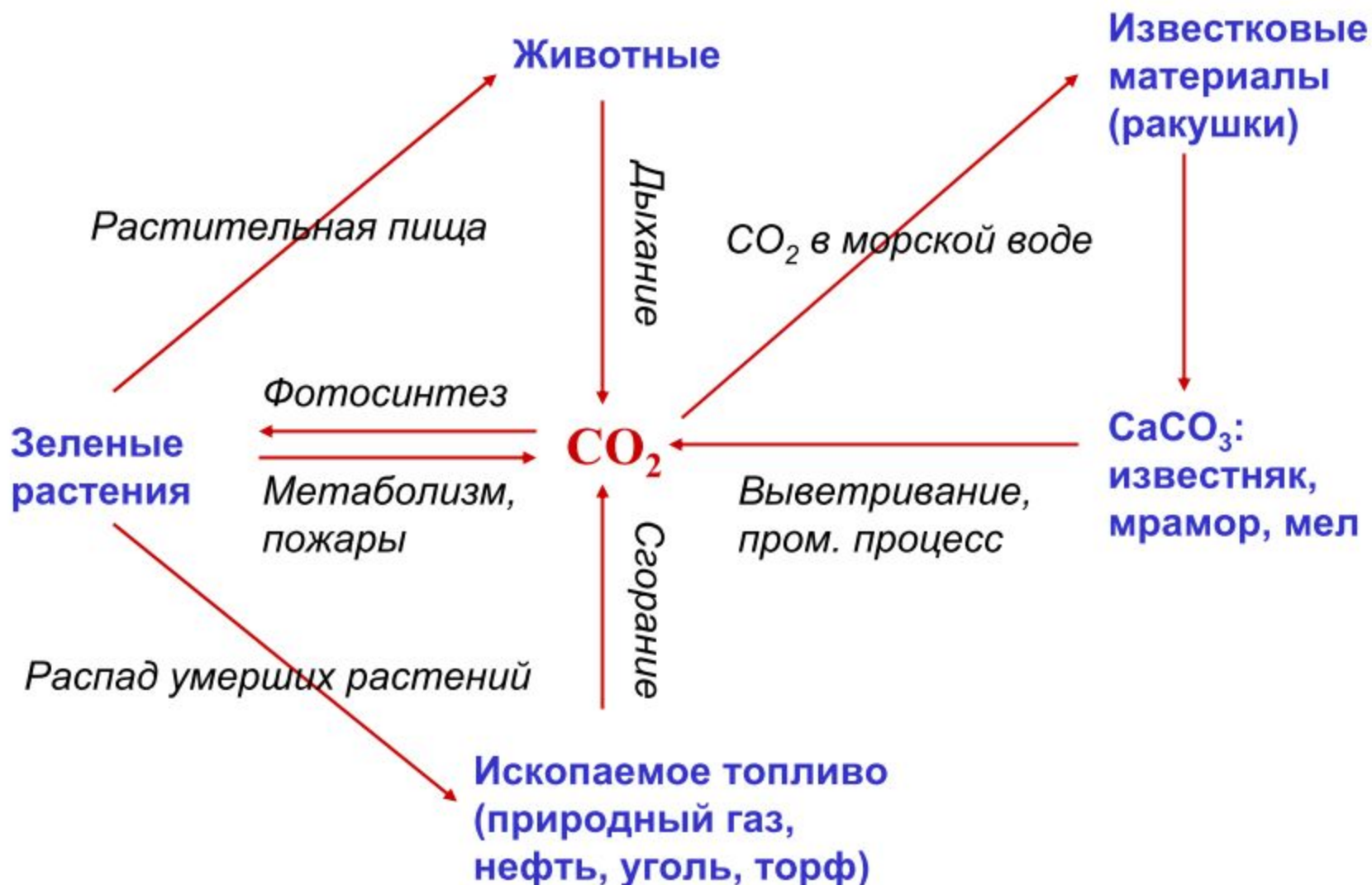


- ◆ H_2CO_3 – слабая двухосновная кислота:



- ◆ Соли – карбонаты и гидрокарбонаты M_2CO_3 и MHCO_3 подвергаются гидролизу ($\text{pH} > 7$).
- ◆ Большинство карбонатов (исключая $\text{M} = \text{Na}^+, \text{K}^+, \text{NH}_4^+$) малорастворимы в воде.
- ◆ Но гидрокарбонаты (MHCO_3) хорошо растворимы.

Оборот CO₂: парниковый газ

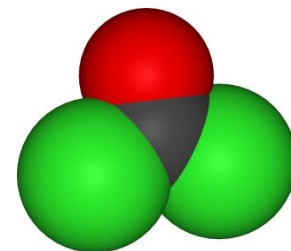
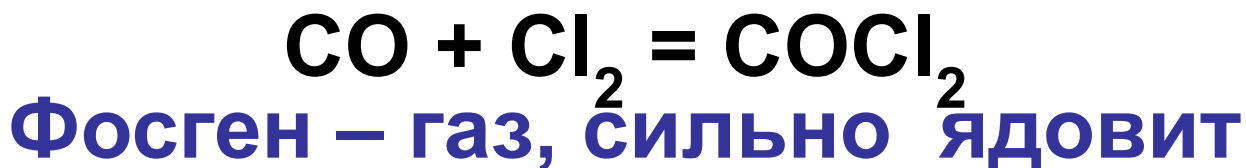


Галогениды и оксогалогениды углерода

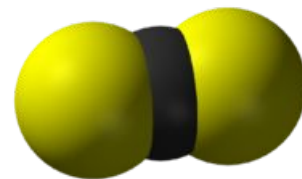
	CF_4	CCl_4	CBr_4	Cl_4
Т.пл., °C	-184	-23	94	171 (разл)
Т.кип., °C	-128	77	187	–

CX_4 : X = F, Cl, Br, I (газ □ твердое),
не реагируют с водой

(хотя термодинамически эти реакции разрешены)



Соединения С с S

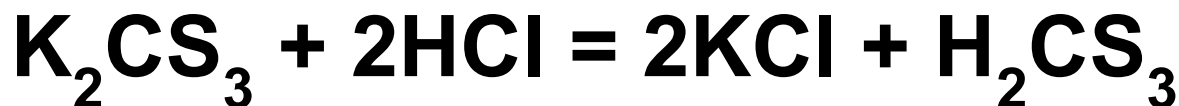


CS₂ – сероуглерод, $t_{\text{кип.}} = 44\text{ }^{\circ}\text{C}$,
легко возгорается, растворитель для P₄,
S₈, I₂, смол, масел и т. п.

Получение:



Свойства:



тиоугольная к-та $K_{a1} = 2 \cdot 10^{-3}$, $K_{a2} = 7 \cdot 10^{-9}$



Соединения с N

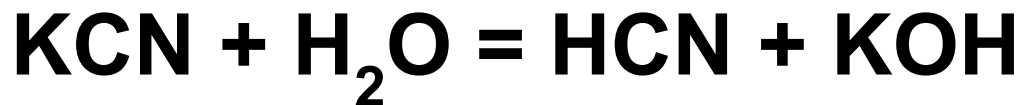


HCN – циановодород, $t_{\text{кип.}} = 26 \text{ }^\circ\text{C}$,
ядовит, растворим в воде

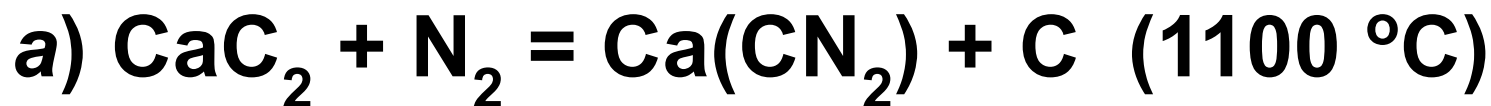
Таутомерия: $\text{H}-\text{C}\equiv\text{N} \rightleftharpoons \text{H}-\text{N}=\text{C}$
(равновесие в воде $99,5\%$ сдвинуто $0,5\%$ сильно влево)

Синильная кислота HCN слабая, $pK_a = 9$.

Соли цианиды гидролизуются:



Получение:

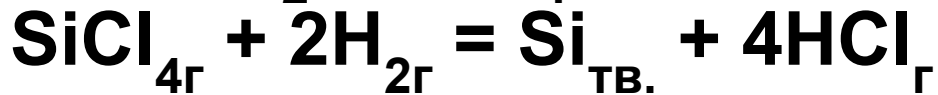


цианамид кальция (производное цианамида $\text{NH}_2-\text{C}\equiv\text{N}$)



Кремний

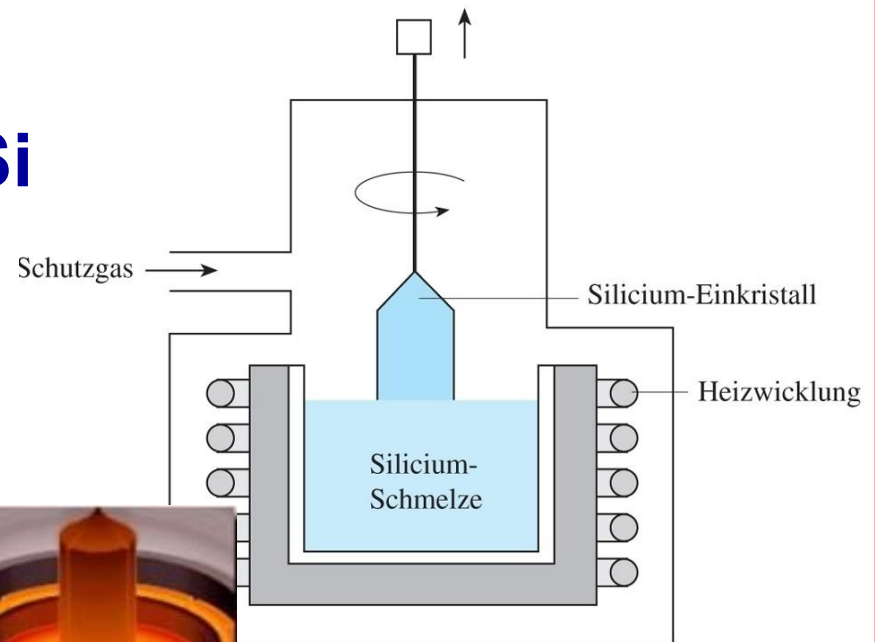
Получение кремния:



Получение
монокристаллического Si

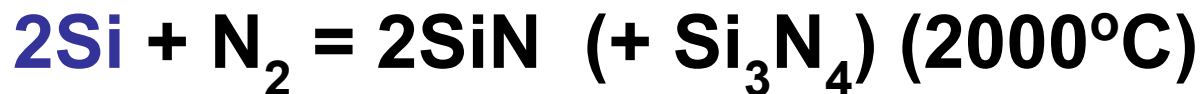
Метод Чохральского

99.99999999%



Свойства кремния

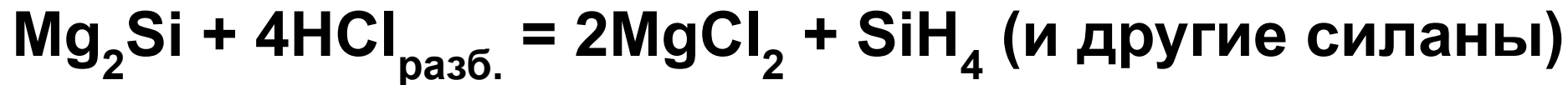
1) Реакции с простыми веществами:



2) Химическое растворение



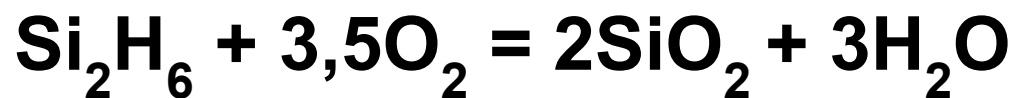
Силаны



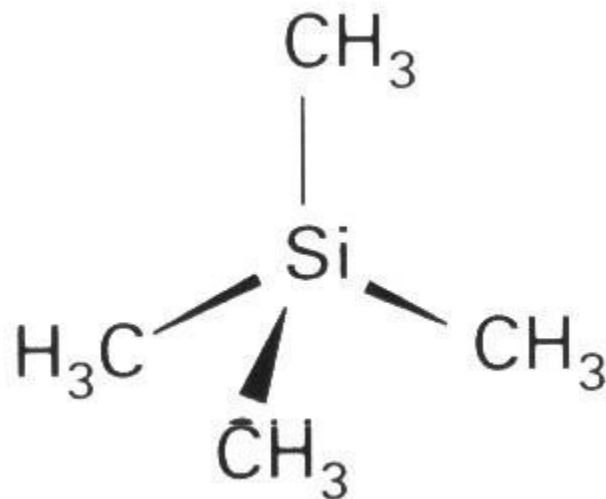
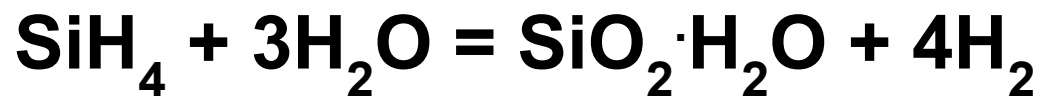
$\text{Si}_n\text{H}_{2n+2}$ – известны до $n = 8$ (только предельные)

Менее устойчивы, чем алканы ($n > 60$)

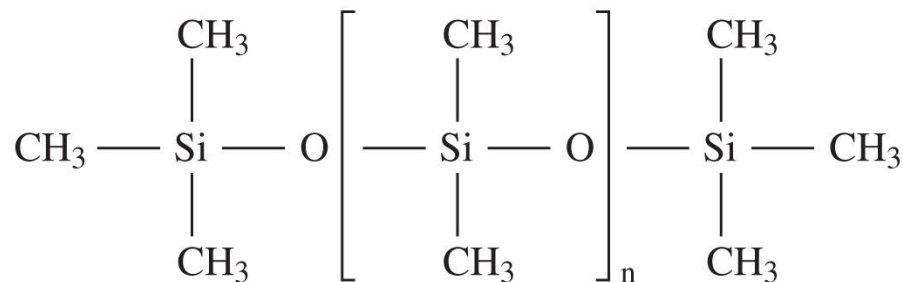
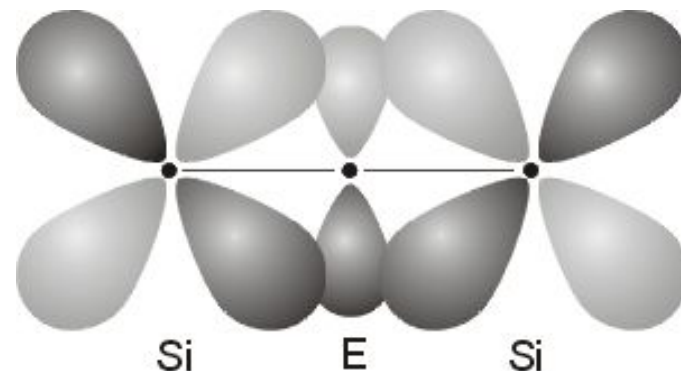
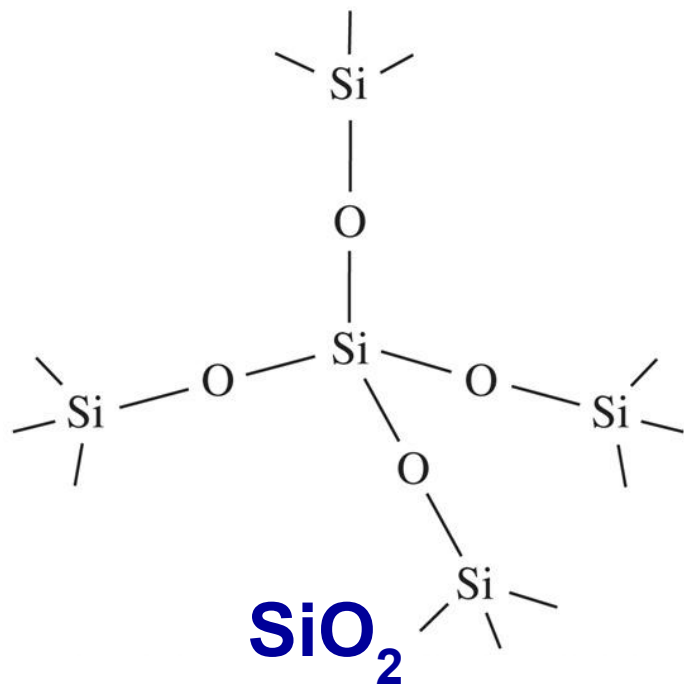
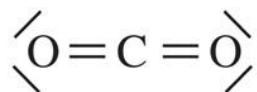
Загораются на воздухе



Разлагаются водой



Связи Si-O-Si

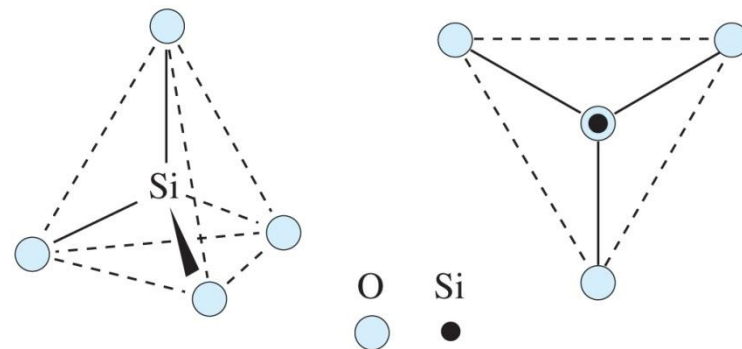


**Аметист, агат,
сердолик
ОНИКС, яшма**

Силиконовые полимеры

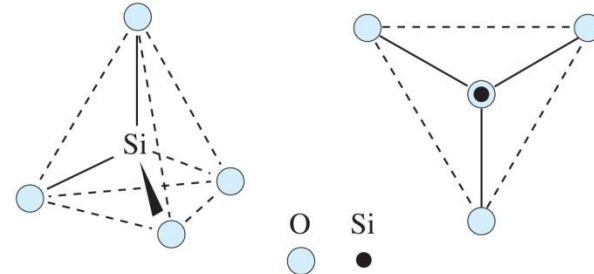


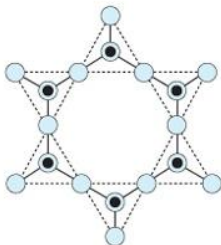
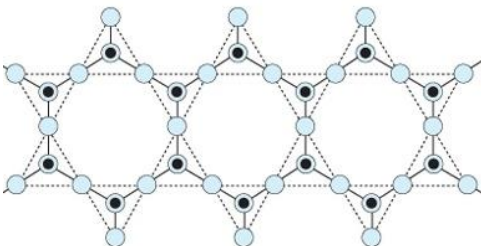
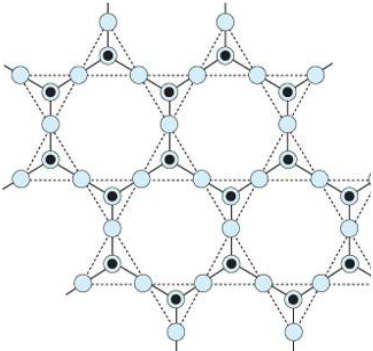
Силикаты (тысячи минералов)



$\text{Si}_2\text{O}_7^{6-}$ дисиликат		$\text{Sc}_2\text{Si}_2\text{O}_7$ Thortveitit
$(\text{SiO}_3)_n^{2n-}$ цепи		CaSiO_3 Wollastonit

Силикаты



$\text{Si}_6\text{O}_{18}^{12-}$ ЦИКЛЫ		$\text{Al}_2\text{Be}_3(\text{Si}_6\text{O}_{18})$ Beryll
$(\text{Si}_4\text{O}_{11})_n^{6n-}$ ЛЕНТЫ		$\text{Ca}_2\text{Mg}_5(\text{Si}_4\text{O}_{11})_2(\text{OH},\text{F})_2$ Tremolit
$(\text{Si}_2\text{O}_5)_n^{2n-}$ СЛОИ		$\text{Mg}_3(\text{Si}_4\text{O}_{10})(\text{OH})_2$ Talk

SiO₂

Полиморфизм диоксида кремния:

573 °С

1470 °С

1728 °С

кварц



тридимит



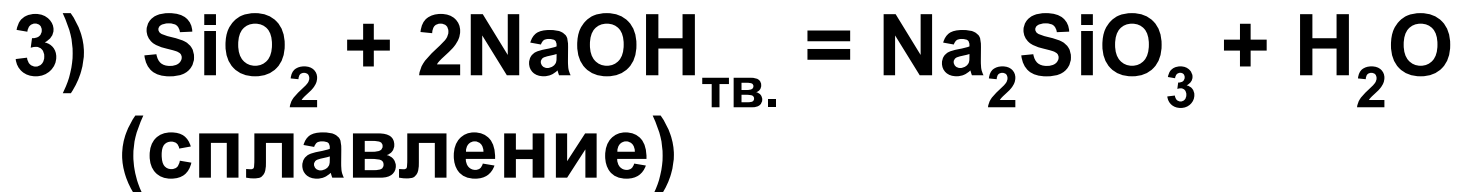
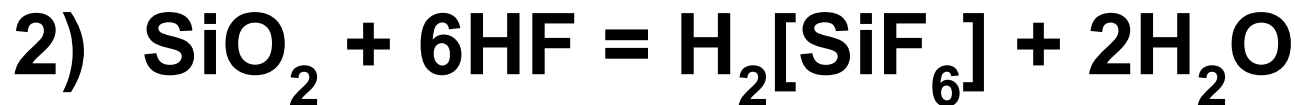
кristобалит



SiO_{2(ж)} (расплав)

Свойства SiO₂:

1) Н/р в воде, минеральных кислотах, растворах щелочей



Кремневые кислоты

мета H_2SiO_3 , орто H_4SiO_4

Слабее угольной: $\text{pK}_{a1} = 10$, $\text{pK}_{a2} = 13$

Получение: действие минеральных к-т на р-ры силикатов; гидролиз галогенидов:

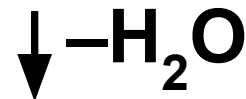
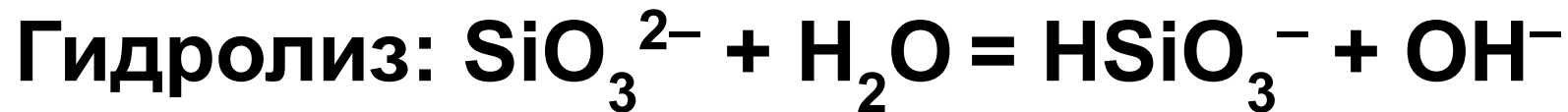


Высушивание – силикагель (адсорбент)

Соли:

1) растворимые – K_2SiO_3 , Na_2SiO_3 (жидкое стекло)

2) нерастворимые – ПРИРОДНЫЕ СИЛИКАТЫ.



Ge, Sn, Pb

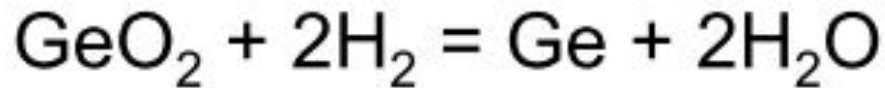
Увеличение металлических свойств в ряду Ge–Sn–Pb

Простые вещества:

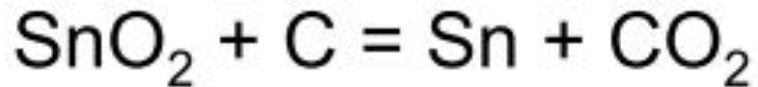
- 1) Ge – структура алмаза, по свойствам похож на Si, полупроводник.**
- 2) Sn – α (серое, $<13.2^\circ\text{C}$), β (белое, от 13.2 до 161°C), γ (белое, от 161°C до $t_{\text{пл.}} = 232^\circ\text{C}$). Переход $\beta \rightarrow \alpha$ ускоряется при низкой T («оловянная чума»).**
- 3) Pb – металл, кристалл. решетка кубическая гранецентрированная.**

Получение Ge, Sn, Pb

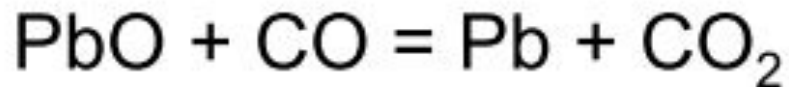
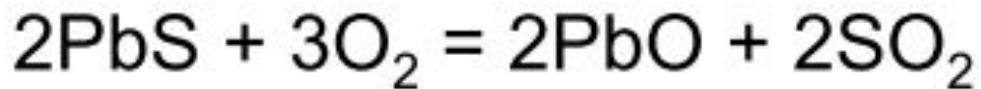
Ge – из обогащенных отходов производства Zn, Ni



Sn – из минерала касситерита



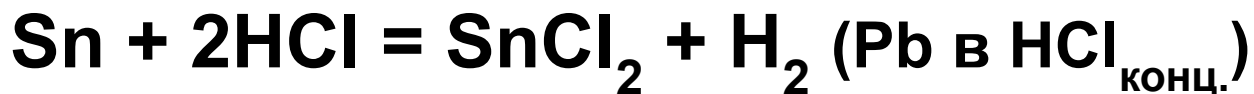
Pb – из сульфидных минералов (PbS – галенит)



Свойства Ge, Sn, Pb

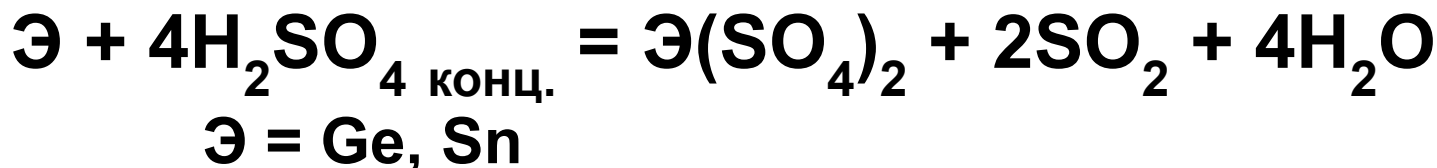
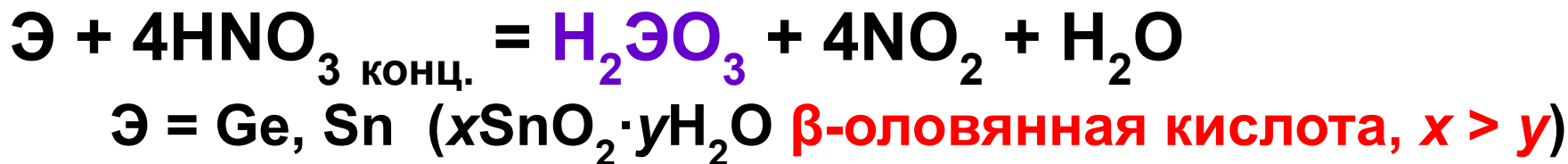
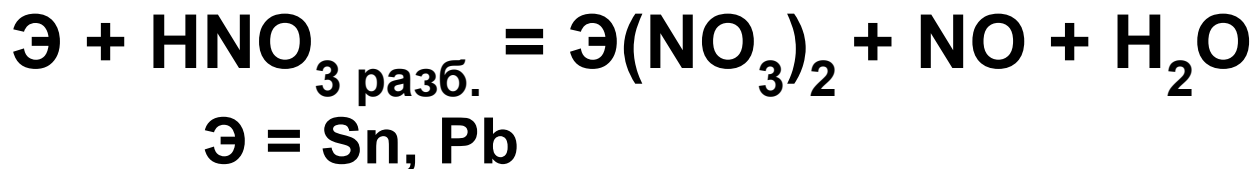
1) С кислотами неокислителями:

Ge нет реакции.

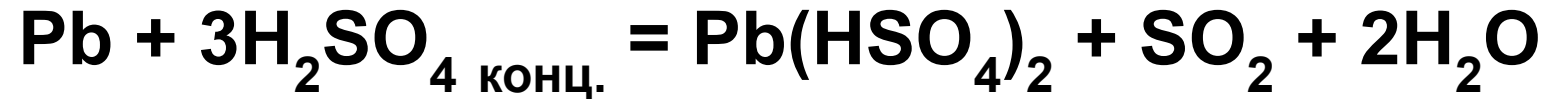


В ЭХРН: Zn... Al... Sn... Pb **H** Cu...Ag Hg

2) С кислотами окислителями:



Ge, Sn, Pb



3) С щелочами:

Ge – нет реакции,

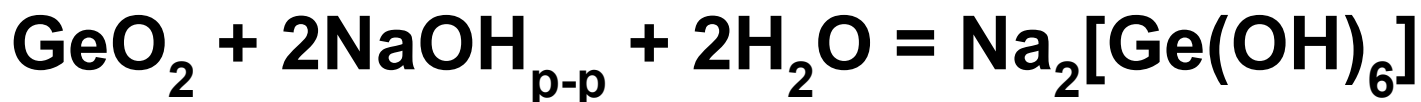
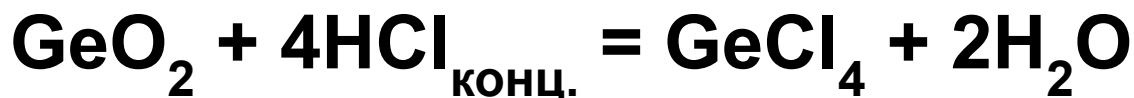


в избытке щелочи $\text{K}_4[\text{Sn}(\text{OH})_6]$

(Pb до $\text{K}_2[\text{Pb}(\text{OH})_4]$)

ЭO_2 (Э = Ge, Sn, Pb)

	Цвет	Раств. в воде	Свойства
GeO_2	Белый	Слабо $\text{pH} < 7$	Амфотерный Не окислит.
SnO_2	Белый	нет	Амфотерный Не окислит.
PbO_2	Коричневый	нет	Амфотерный ОКИСЛИТЕЛЬ



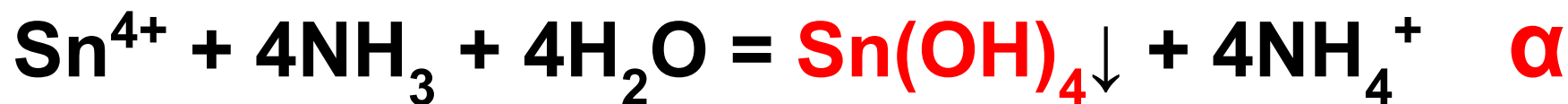
Кислоты Э^{4+} ($\text{Э} = \text{Ge}, \text{Sn}$)

$x\text{ЭO}_2 \cdot y\text{H}_2\text{O}$ – неопределенный состав.

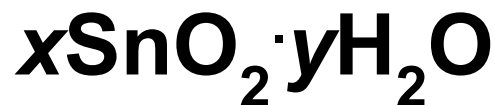
α и β -формы $x\text{ЭO}_2 \cdot y\text{H}_2\text{O}$ ($x < y$ – α , $x \geq y$ – β)

Растворы GeO_2 в воде, очень слабая кислота: $\text{pK}_a = 10$.

Получение оловянных кислот (α и β -формы):



Оловянные кислоты



α : $x < y$, растворима в к-тах и щелочах

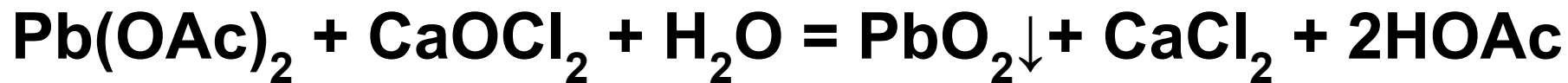


Старение оловянных кислот:

α \square β (потеря воды)

β : $x \geq y$, **НЕ** растворима в к-тах и щелочах

Соединения Pb⁴⁺



Сильный окислитель:

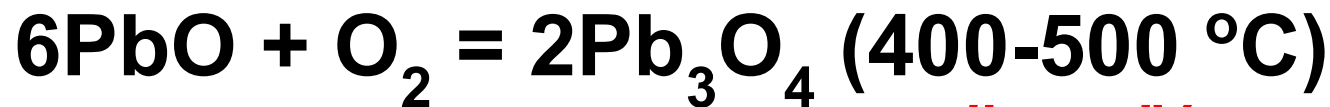


Плюмбаты:



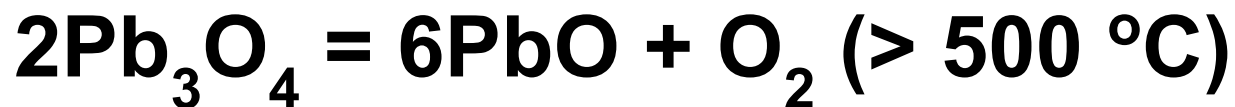
В растворах $[\text{Pb}(\text{OH})_6]^{2-}$

Свинцовый сурик



красно-оранжевый $\text{Pb}^{\text{II}}_2\text{Pb}^{\text{IV}}\text{O}_4$

(ортоплюмбат свинца)



Соединения Э^{2+} ($\text{Э} = \text{Ge}, \text{Sn}, \text{Pb}$)

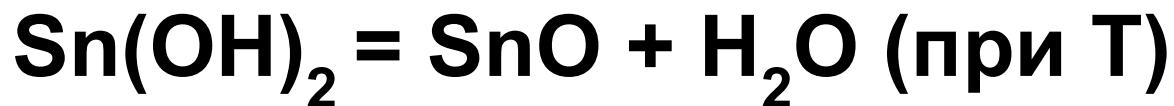
Ох-Red свойства

- Уменьшение восстановительных свойств в ряду Ge-Sn-Pb (для Э^{2+})
- Соединения Sn^{2+} – удобные мягкие восстановители

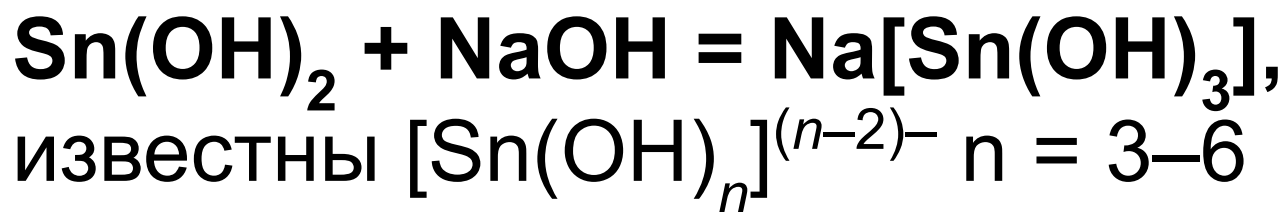
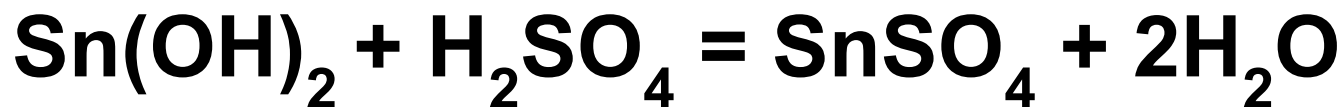
Кислотно-основные свойства

- ЭO и Э(OH)_2 – амфотерные, но с преобладанием основных свойств
- Для ЭO и Э(OH)_2 основные св-ва в ряду Ge-Sn-Pb увеличиваются

Соединения Sn^{2+}



сине-черный



**Диспропорционирование при
нагревании**

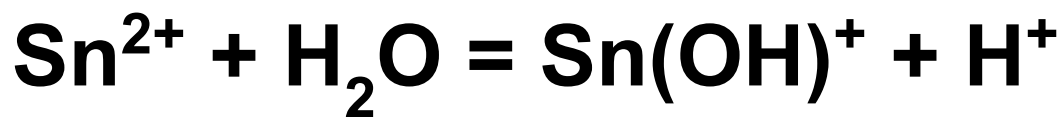


Соединения Sn^{2+}

Растворимые соли SnX_2 :



Гидролиз:



Комплексообразование:

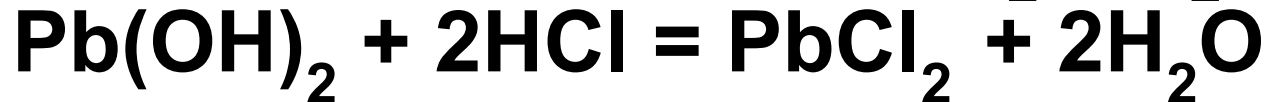
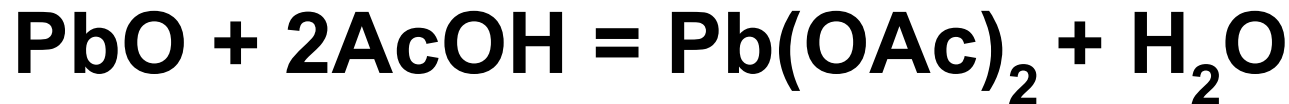
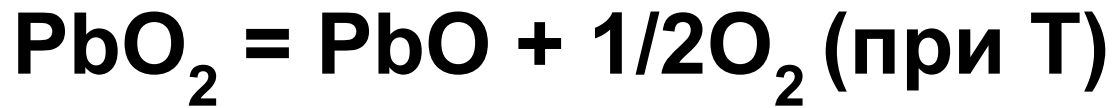


(пирамидальное строение, донор эл. пары:



Соединения Pb^{2+}

PbO – желтый или красный



Растворимые в воде соли:

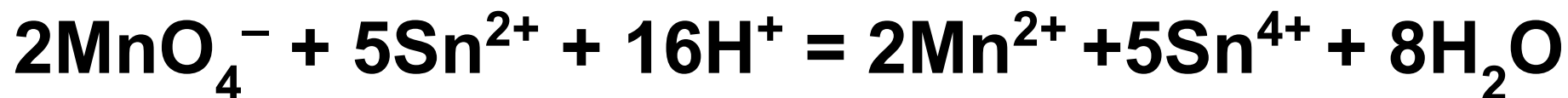
$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Pb}(\text{OAc})_2$ – свинцовый сахар.

Нерастворимые в воде соли:

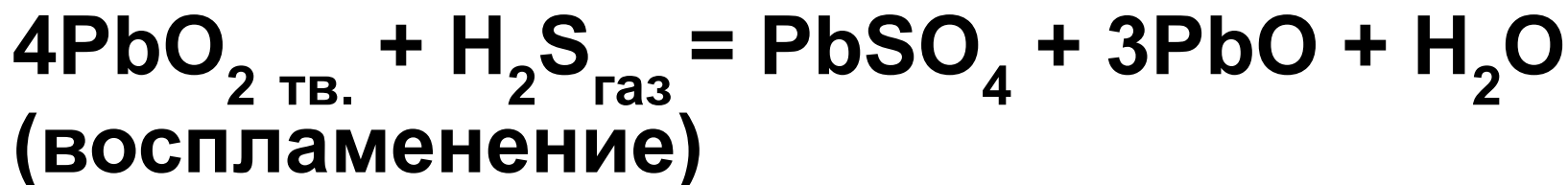
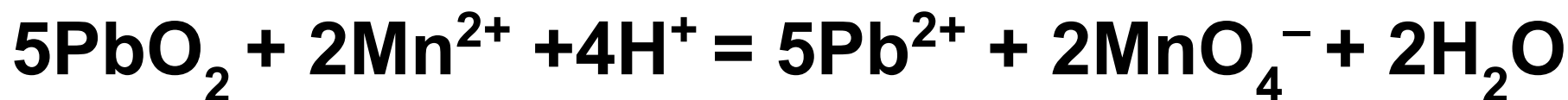
PbX_2 ($\text{X} = \text{F}, \text{Cl}, \text{Br}, \text{I}, 1/2\text{SO}_4, 1/2\text{S}, 1/2\text{CO}_3 \dots$)

Примеры Ox-Red

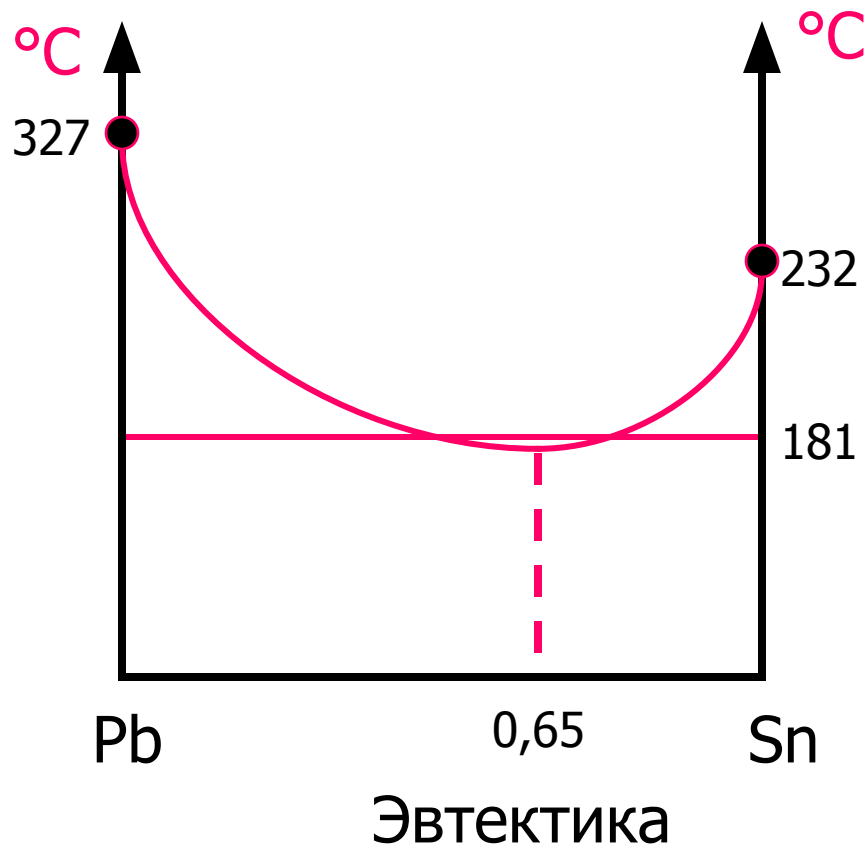
Sn^{2+} – удобный мягкий восстановитель



PbO_2 сильный окислитель, особенно в кислой среде



Sn, Pb



Сплавы:

- припой (30-70)% Sn, Pb
- бронза Cu+Sn, Al, Be, Pb
- баббит Sn+Sb, Cu;
Pb+Sb, Cu
- гарт (типограф. сплав)
84% Pb, 11% Sb, 5% Sn

Олово – лужение железа (белая жечь); станиоль

Свинец – аккумуляторы, защита от радиации, хим. аппаратура

Sn(т) – уст. на воздухе; Pb(т) – покр. оксидн. пленкой