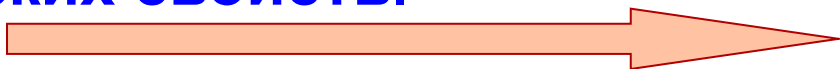


Неметаллы

Положение в периодической таблице Д.И. Менделеева

Уменьшение радиуса атомов. Увеличение: сродства к электрону; окислительной активности. Ослабление металлических свойств.



Период	Группа					
n	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
1					H	He
2	B	C	N	O	F	Ne
3	Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	p ¹	p ²	p ³	p ⁴	p ⁵	p ⁶

Увеличение

радиуса атомов

Уменьшение:

сродства к электрону;

окислительной активности

Простые вещества (*неметаллы*)

Немолекулярного строения

C, B, Si

У этих неметаллов **атомные кристаллические решетки**, поэтому они обладают большой твердостью и очень высокими температурами плавления

Молекулярного строения

F₂, O₂, Cl₂, Br₂, N₂, I₂, S₈

Для этих неметаллов в твердом состоянии характерны **молекулярные кристаллические решетки**. При обычных условиях это газы, жидкости или твердые вещества с низкими температурами плавления.

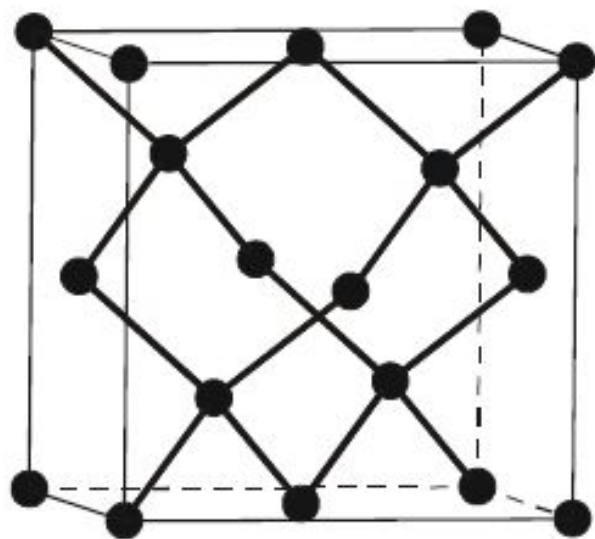
C, B, Si – имеют сходное строение и обладают некоторыми общими свойствами. В виде простых веществ существуют в нескольких аллотропных модификациях – в кристаллическом и аморфном состоянии.

Простое вещество – химическое соединение, образованное из атомов одного химического элемента. Простые вещества являются формами существования элементов в свободном состоянии, например, **сера, железо, озон, алмаз, азот.**

Аллотропия (от греч. *allo* - другой) – способность химического элемента к существованию в виде различных простых веществ - **аллотропных модификаций**. Эти вещества могут отличаться кристаллической структурой, как, например, графит и алмаз, фуллерены. Кислород существует в двух формах (обе молекулярные), обычного двухатомного кислорода O_2 и озона O_3 . Аллотропные модификации присущи многим элементам: сере, фосфору, олову, мышьяку и др.

Полиморфизм (от греч. *polymorphos*-многообразный), способность твердых в-в существовать в двух или неск. формах с разл. кристаллич. структурой и св-вами при одном и том же хим. составе. Такие формы наз. полиморфными модификациями. Взаимные превращения полиморфных модификаций наз. полиморфными переходами. П. простых в-в принято называть аллотропией.

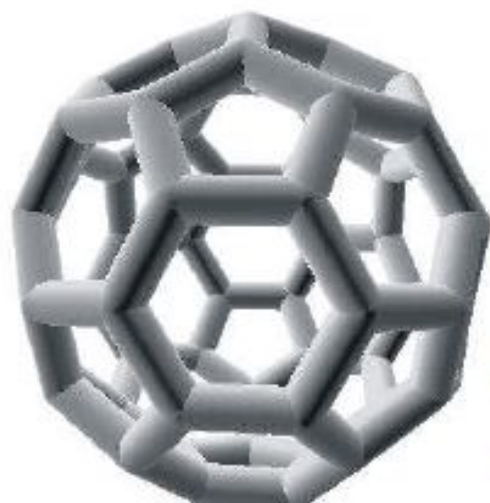
Аллотропия углерода



Алмаз

sp^3

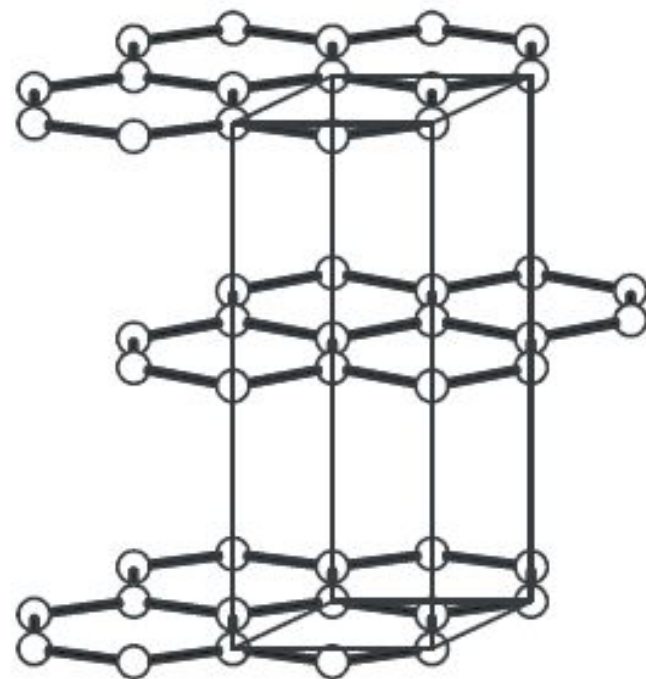
$d = 154 \text{ пм}$



Фуллерен C_{60}

$d(6,6) = 139 \text{ пм}$

$d(5,6) = 146 \text{ пм}$

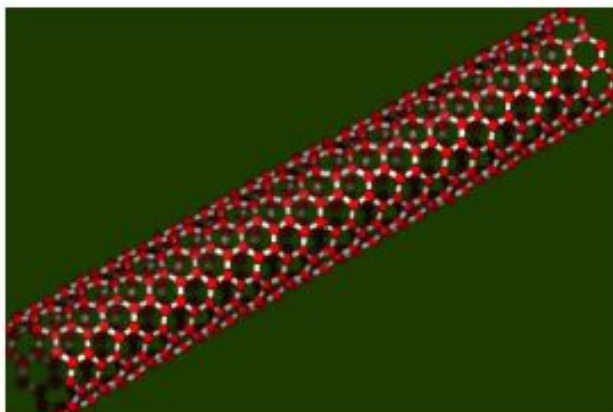


Графит

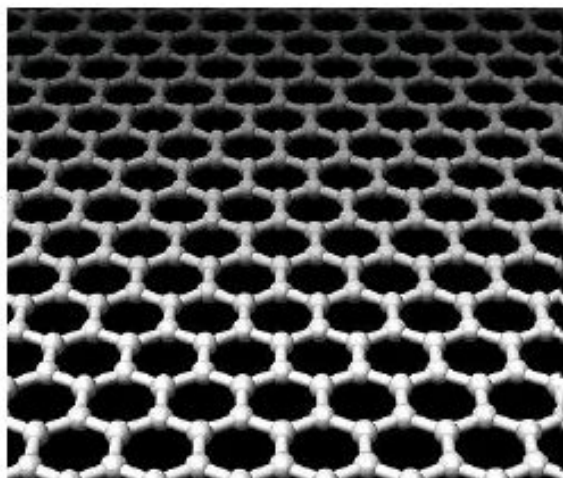
sp^2

$d = 142 \text{ пм}$

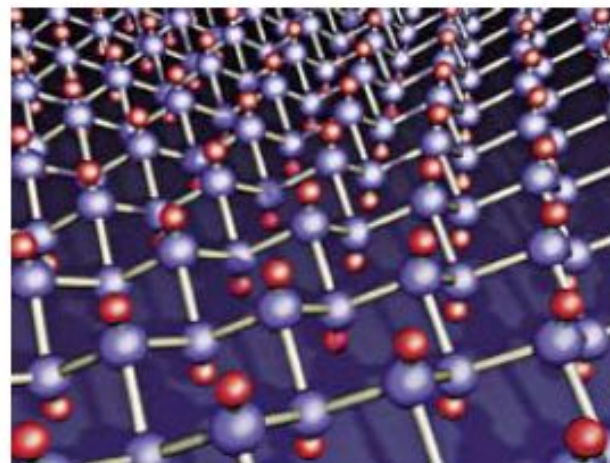
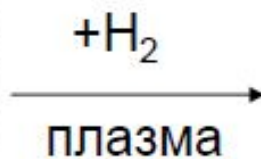
Новые формы углерода



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



Графен – один слой графита



Графан – гидрированный графен

Аллотропия углерода

Алмаз

прозрачные
кристаллы

самое твердое в-во

изолятор,
высокая
теплопроводность

нерастворим

горит в O_2
горит в F_2

переходит в
графит при 1800 K

образует карбиды

Графит

черные пластины

мягкий

металлический
проводник
(анизотропный)

нерастворим

горит в O_2
горит в F_2

термодинамически
стабилен

интеркалируется

Фуллерен

черные кристаллы

умеренно твердый

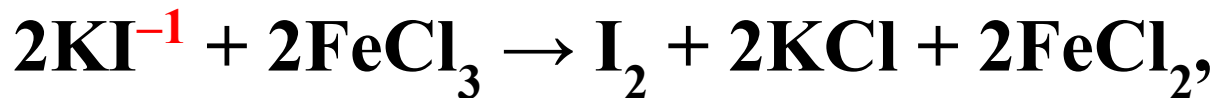
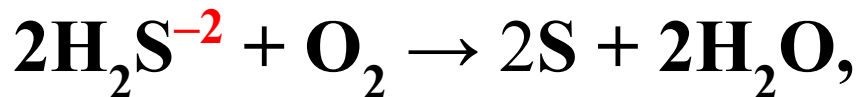
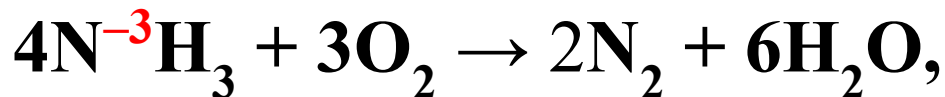
растворим в орг.
растворителях

с F_2 образует
фторофуллерены

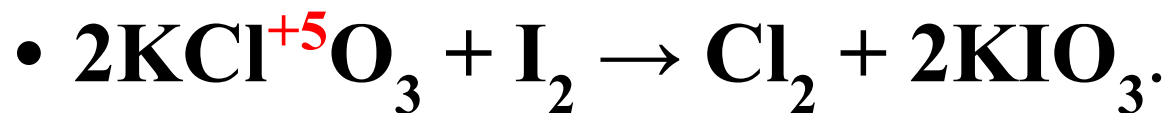
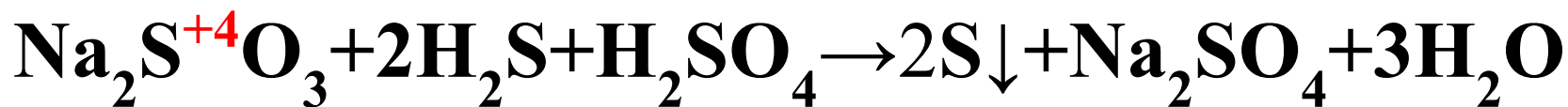
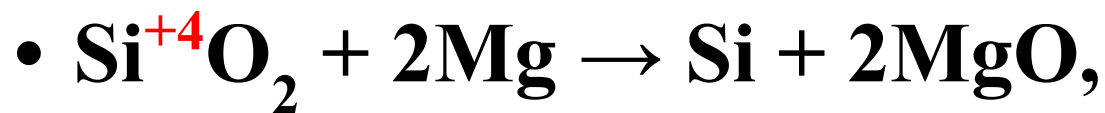
образует фуллериды

Получение неметаллов

- Если в соединении неметалл находится в **отрицательной степени окисления**, то получить его в виде простого вещества можно действием окислителя:



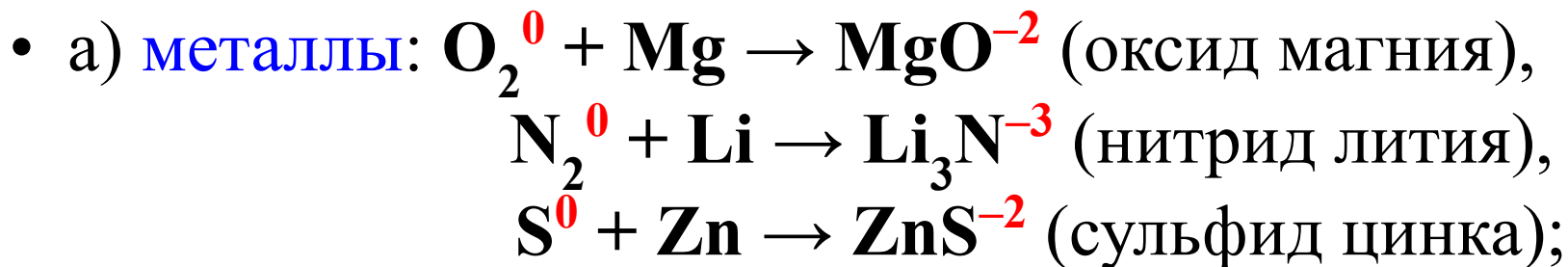
- Если в соединении неметалл находится в **положительной степени окисления**, то получить его в виде простого вещества можно действием восстановителя:



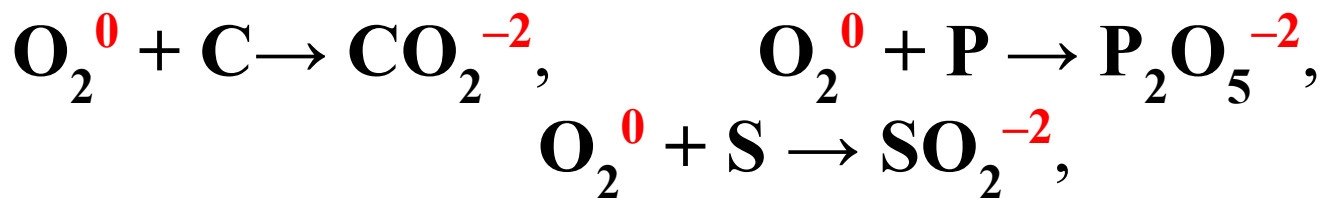
- 1) анодное окисление (А+, анод):
- $2\text{H}_2\text{O}^{-2} - e- \rightarrow \text{O}_2\uparrow + 4\text{H}^+$ (раствор),
- $2\text{Cl}^- - 2e- \rightarrow \text{Cl}_2\uparrow$ (раствор или расплав),
- $2\text{F}^- - 2e- \rightarrow \text{F}_2\uparrow$ (расплав);
- 2) катодное восстановление (К-, катод):
- $2\text{H}^{+1}_2\text{O} + 2e- \rightarrow \text{H}_2\uparrow + 2\text{OH}^-$.
- термическим разложением сложных веществ:
- (катализатор MnO_2)
- $\text{KClO}_3 \xrightarrow{\hspace{10em}} \text{O}_2\uparrow + \text{KCl}$,
- $\text{NH}_4\text{NO}_2 \rightarrow \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$.

Химические свойства неметаллов

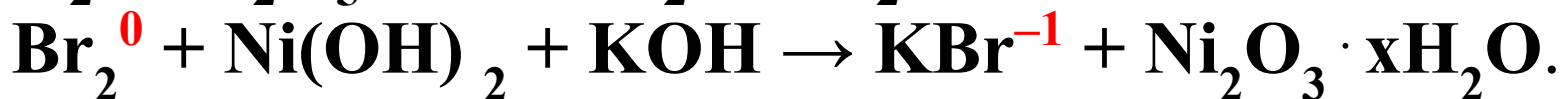
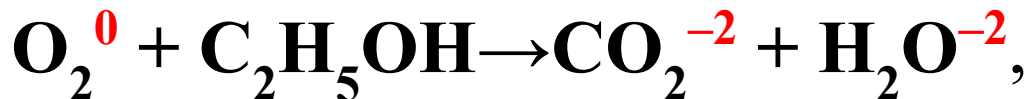
- Неметаллы могут выступать окислителями. При этом восстановителями могут быть:



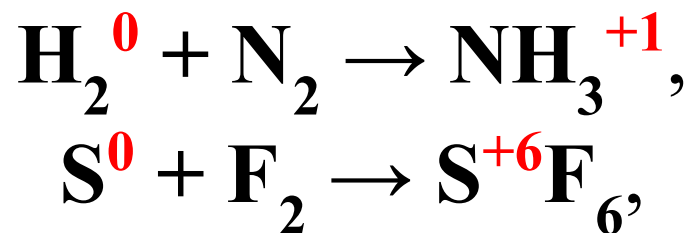
- б) менее активные неметаллы:



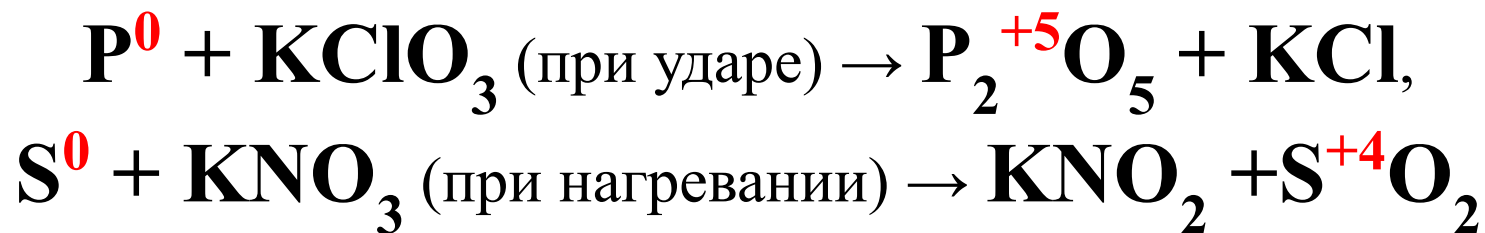
- в) сложные вещества:



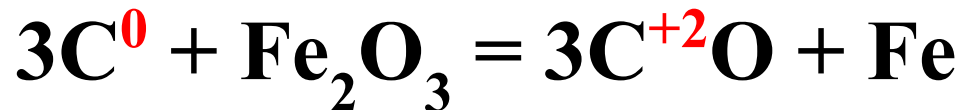
- Неметаллы бывают восстановителями только в реакциях с более активными неметаллами:



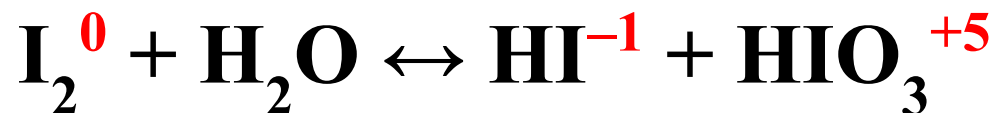
- а также с сильными окислителями:



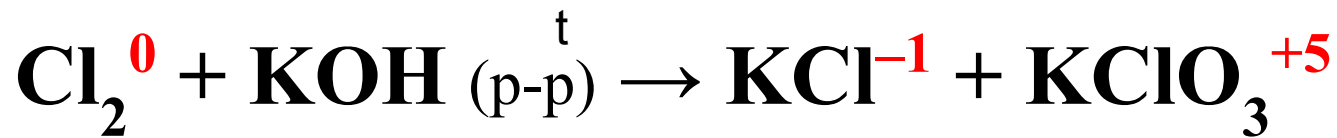
- Углерод при высоких температурах способен восстанавливать оксиды металлов :



- При взаимодействии с водой ряда наиболее активных неметаллов происходит их диспропорционирование:

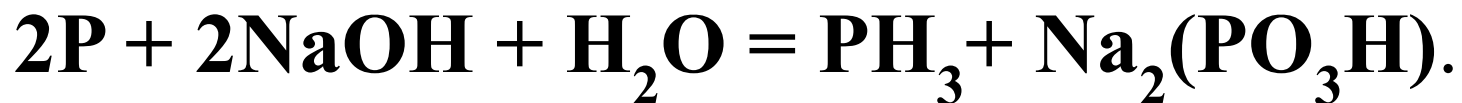
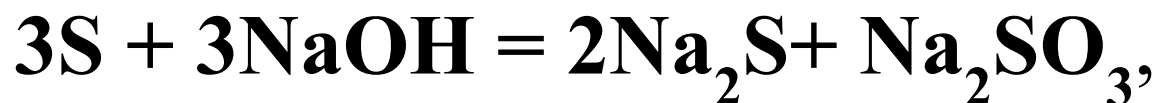


- При нагревании раствора устойчивее более высокие степени окисления галогенов:

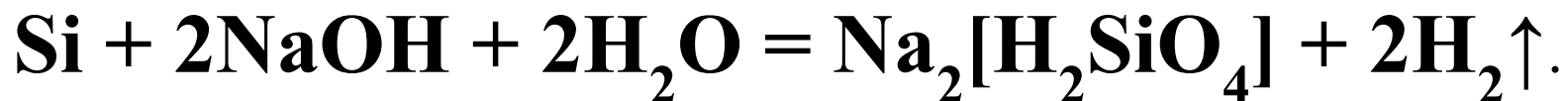


(бертолетова соль)

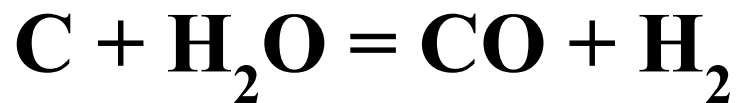
- при нагревании в щелочах растворяются и некоторые менее активные неметаллы:



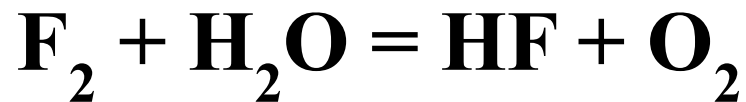
- Неметаллы с минимальной электроотрицательностью растворяются в щелочах с выделением водорода:



- Углерод реагирует с водяным паром только выше 900 °С:



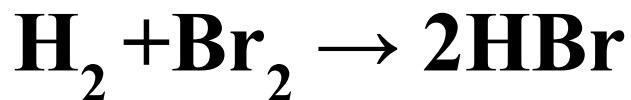
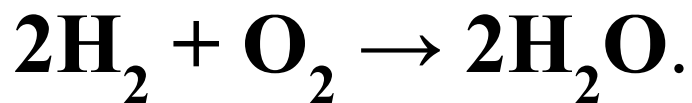
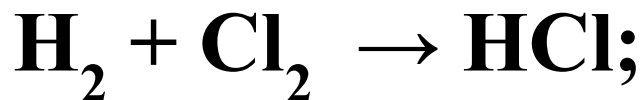
- Во фторе вода горит с выделением кислорода:



Соединения неметаллов с водородом



При нагревании :

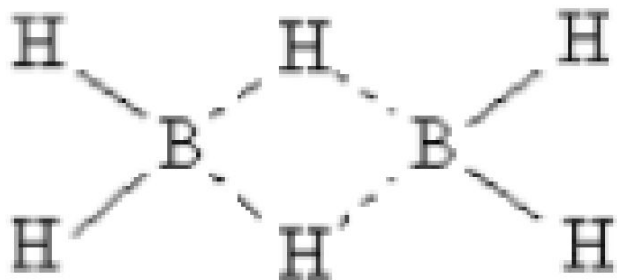


В остальных случаях реакция идёт с трудом или вообще не



получают косвенным путём:

- $\text{Mg}_2\text{Si} + \text{HCl} = \text{MgCl}_2 + \text{SiH}_4\uparrow$.
- $3\text{Na}[\text{BH}_4] + \text{BF}_3 \rightarrow 2\text{B}_2\text{H}_6 + \text{Na}[\text{BF}_4]$
- $6\text{H}_2 + \text{BCl}_3 (\text{г}) \rightarrow \text{B}_2\text{H}_6 + \text{HCl}$



Структурная формула диборана

Соединения неметаллов с водородом

III	IV	V	VI	VII
B_2H_6 диборан	CH_4 метан	NH_3 аммиак	H_2O вода	HF фтороводород
	SiH_4 силан	PH_3 фосфин	H_2S сероводород	HCl хлороводород
		AsH_3 арсин	H_2Se селеноводород	HBr бромоводород
			H_2Te теллуrowодород	HI иодоводород

Сила кислот увеличивается

Часть водородных соединений при растворении в воде даёт кислоты

Формула	Название	Сила кислоты	Константа диссоциации	Соли
HF	плавиковая	средней силы	$6,6 \cdot 10^{-4}$	фториды
HCl	соляная	сильная	$1 \cdot 10^{+7}$	хлориды
H ₂ S	сероводородная	слабая	$6 \cdot 10^{-8}$	сульфиды
H ₂ Te	теллуридоводородная	средней силы	$1 \cdot 10^{-3}$	теллуриды

- При взаимодействии кислотных водородных соединений со щелочами получаются соли:



Из водородных соединений основную природу имеет только аммиак. В его растворе устанавливаются равновесия:



- При взаимодействии аммиака с кислотами получаются соли, содержащие ион NH_4^+ (ион аммония):



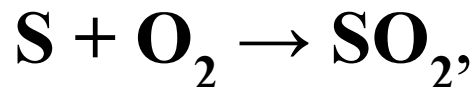
Соединения неметаллов с кислородом

К кислородным соединениям относят оксиды, отвечающие им кислоты (гидроксиды) и соли этих кислот

III	IV	V	VI	VII	VIII
$\frac{B_2O_3}{H_3BO_3}$	$\frac{CO_2}{H_2CO_3}$ CO	$\frac{N_2O_5}{N_2O_3, HNO_2}$ HNO ₃ N ₂ O	OO ₂		
	$\frac{SiO_2}{SiO_2 \cdot nH_2O}$	$\frac{P_2O_5}{P_4O_6, H_2PO_3H}$ H ₃ PO ₄	$\frac{SO_3}{SO_2, H_2SO_3}$ H ₂ SO ₄	$\frac{Cl_2O_7}{HClO_3}$ HClO ₄	
		$\frac{As_2O_5}{As_2O_3, HAsO_2}$ H ₃ AsO ₄	$\frac{SeO_3}{SeO_2, H_2SeO_3}$ H ₂ SeO ₄	$\frac{HBrO_4}{HBrO_3}$	H ₂ KrO ₄
			$\frac{TeO_3}{TeO_2, H_2TeO_3}$ H ₆ TeO ₆	$\frac{I_2O_7}{I_2O_5, HIO_3}$ H ₅ IO ₆	$\frac{XeO_4}{XeO_3, H_2XeO_4}$ H ₄ XeO ₆

Получение и химические свойства оксидов

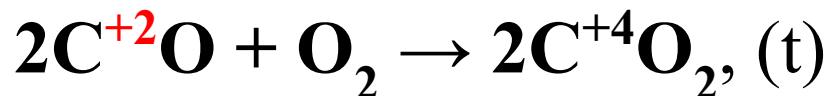
1) взаимодействием неметаллов с кислородом:



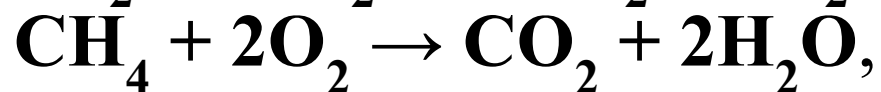
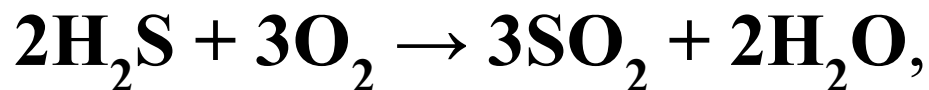
2) удалением воды из кислот:



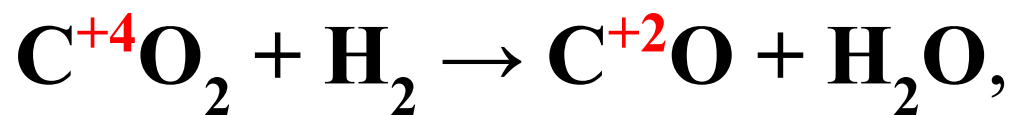
3) окислением оксидов в низших степенях окисления:



4) окислением других сложных веществ при **нагревании**:



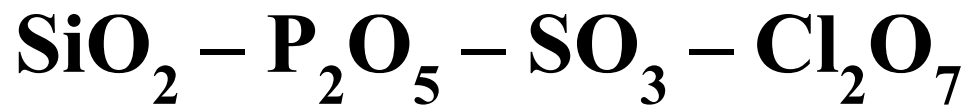
5) восстановлением оксидов в высших степенях окисления:



6) разложением солей при нагревании:



Кислотные свойства оксидов увеличиваются по периоду слева направо; в подгруппе снизу вверх



Важнейшие кислородные кислоты, их ангидриды и соли:

Кислота	Ангидрид	Соли
H_2SO_4 серная	SO_3 серный	сульфаты
HNO_3 азотная	N_2O_5 азотный	нитраты
H_2SO_3 сернистая	SO_2 сернистый	сульфиты
H_2CO_3 угольная	CO_2 угольный	карбонаты
H_3PO_4 фосфорная	P_2O_5 фосфорный	фосфаты

Кислородные кислоты неметаллов III периода в высшей степени окисления

Сила кислот растет



$\text{SiO}_2 \times n\text{H}_2\text{O}$	H_3PO_4	H_2SO_4	HClO_4
кремниевая	фосфорная	серная	хлорная
Si^{+4}	P^{+5}	S^{+6}	Cl^{+7}
слабая	средней силы	сильная	очень сильная
$K_1 = 2 \times 10^{-10}$	$K_1 = 7,5 \times 10^{-3}$	$K_1 = 1 \times 10^3$	$K = 1 \times 10^8$

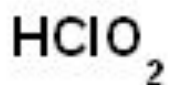
В ряду Si^{+4} – Cl^{+7} катионы имеют одинаковое электронное строение $2s^2 2p^6$, но заряд ядра увеличивается, радиус катиона уменьшается (оттягивает на себя электроны с кислорода). Прочность связи **O-H** снижается, и как следствие, растет сила кислот.

Кислородные кислоты галогенов

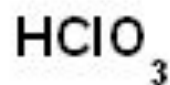
Сила кислот, устойчивость в водных растворах
растет



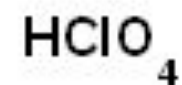
хлорноватистая



хлористая



хлорноватая



хлорная

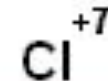
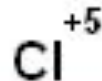
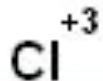
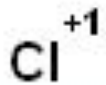
соли

гипохлориты

хлориты

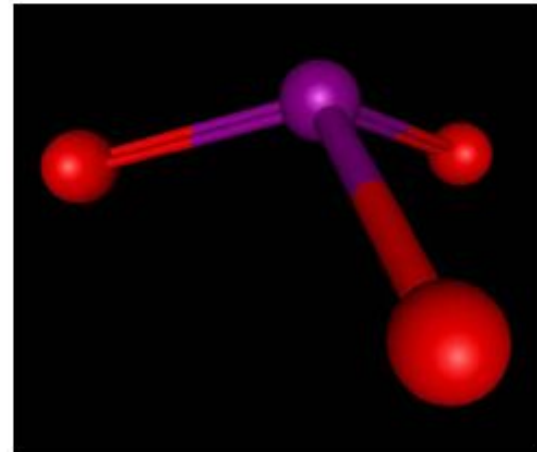
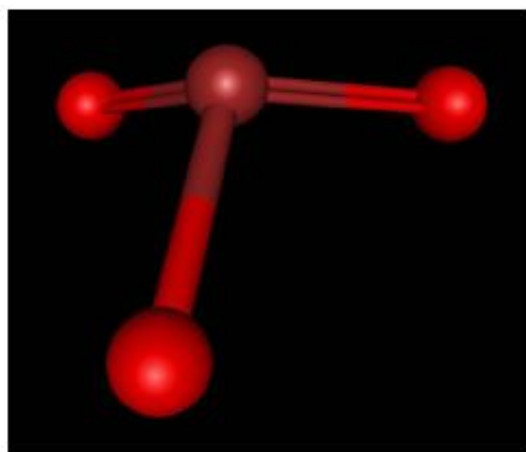
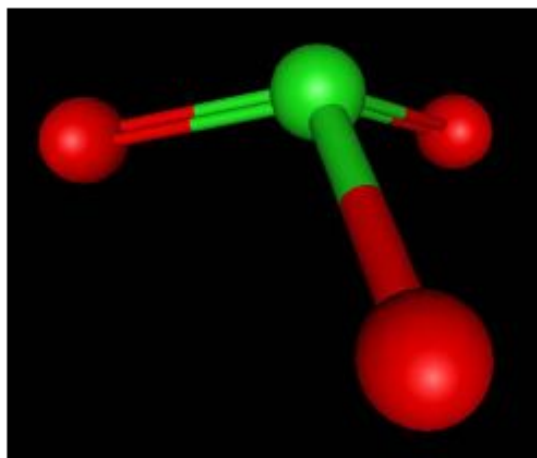
хлораты

перхлораты



Окислительная активность падает

Сравнение силы кислот



Увеличение длины связи X-O

Уменьшение прочности связи X-O

Уменьшение силы кислот

Кислоты-окислители

при взаимодействии с металлами или другими восстановителями восстанавливается не водород, а центральный катион неметалла

- $\text{Cu} + 2\text{H}_2\text{S}^{+6}\text{O}_4$ (конц.) $\rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{S}^{+4}\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$.
- $3\text{Cu} + 8\text{HN}^{+5}\text{O}_3$ (33%) $\rightarrow 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{N}^{+2}\text{O} + 4\text{H}_2\text{O}$,
- $\text{Cu} + 4\text{HN}^{+5}\text{O}_3$ (70%) $\rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{N}^{+4}\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$,
- $3\text{Zn} + 8\text{HN}^{+5}\text{O}_3$ (конц.) $\rightarrow 3\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{N}^{+2}\text{O} + 4\text{H}_2\text{O}$,
- $4\text{Zn} + 6\text{HN}^{+5}\text{O}_3$ (разб.) $\rightarrow 4\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}^{+1}_2\text{O} + 3\text{H}_2\text{O}$.

СОЛИ КИСЛОРОДНЫХ КИСЛОТ

- Соли могут быть получены взаимодействием кислотных оксидов или кислот

- с основаниями:

- $\text{CO}_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O},$
- $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O},$

- с основными оксидами:

- $\text{BaO} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{BaCO}_3,$
- $\text{CaO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CaSO}_4 + \text{H}_2\text{O},$

- с солями более слабых кислот:

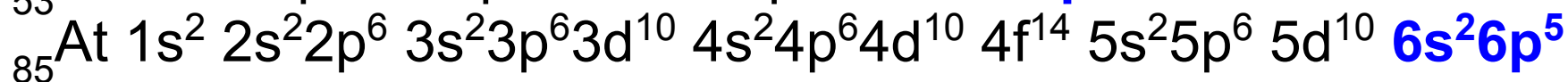
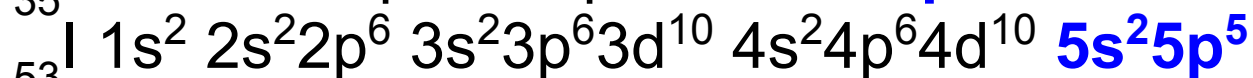
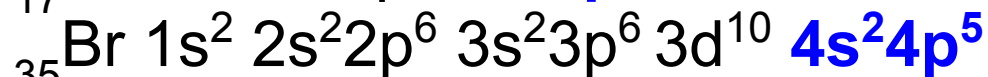
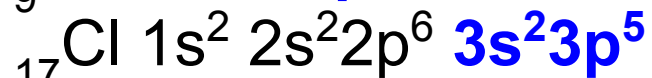
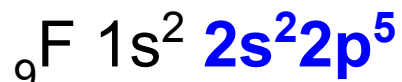
- $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{“H}_2\text{SiO}_3\text{“} \downarrow$

Свойства неметаллов VII-A группы.

Галогены

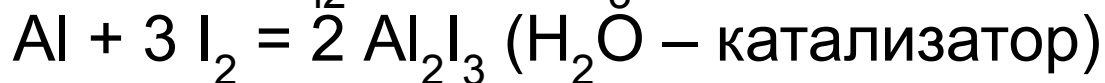
Физические свойства галогенов

Агрегатное состояние при 25°C	F ₂	Cl ₂	Br ₂	I ₂	
	Цвет	Светло-желтый	Желто-зеленый	Красно-бурый	Темно-фиолетовый
Степень термической диссоциации молекул при 1000 °C, %	4,3	0,035	0,23	2,8	
Температура °C	Плавления	-219,6	-101,3	-7,3	113,7
	Кипения	-188,1	-34,1	57,9	182,8

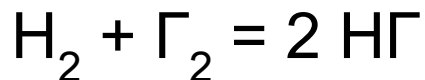


Галогены обладают большим сродством к электрону и являются сильными окислителями. Окислительные свойства их возрастают от йода к фтору. Они активно взаимодействуют почти со всеми элементами периодической системы.

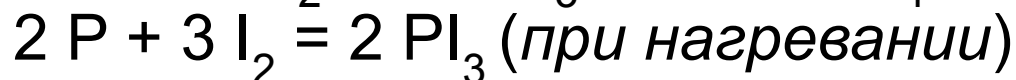
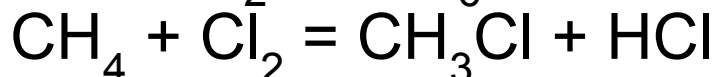
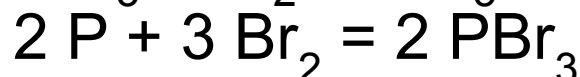
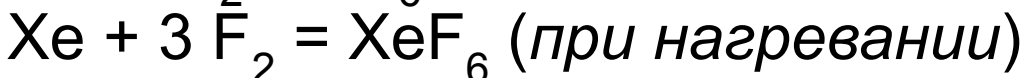
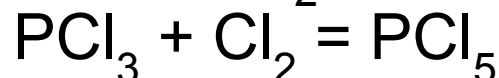
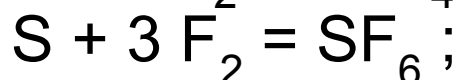
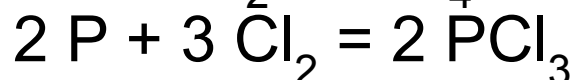
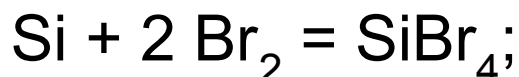
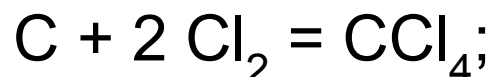
1. с металлами, образуя соли:



2. с водородом, образуя соединения HГ:

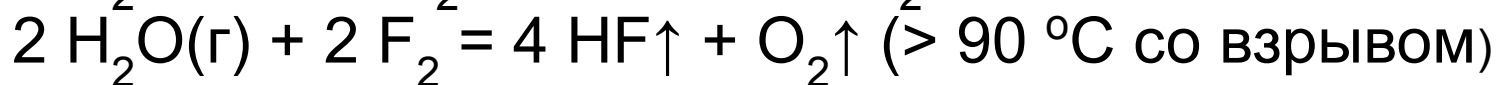
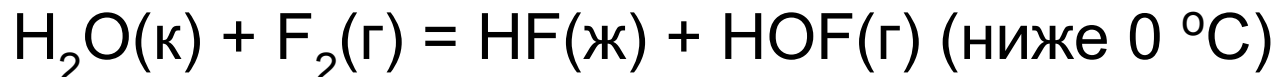


3. со многими неметаллами:



4. С водой

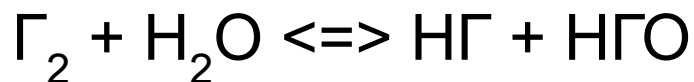
Фтор энергично разлагает воду, продукты реакции зависят от температуры:



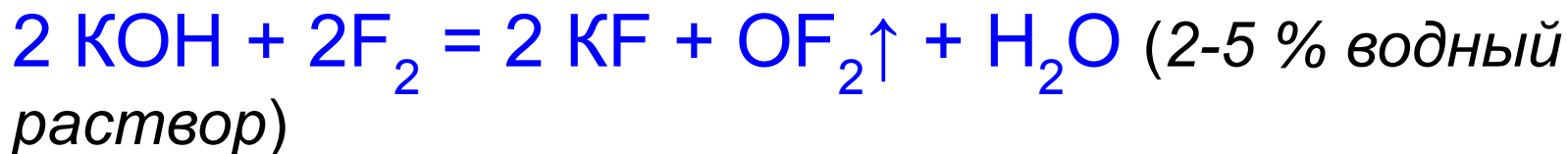
Хлор



Бром и Йод



При взаимодействии фтора со щелочами продукты реакции зависят от концентрации щелочи:



Продукты взаимодействия хлора со щелочами зависят от температуры.

При комнатной температуре

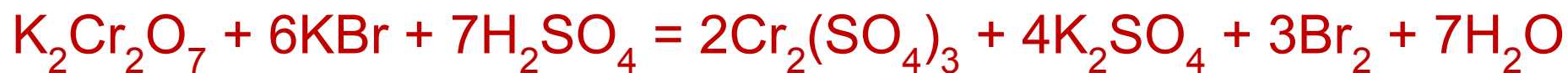


А при пропускании хлора в горячий раствор щелочи происходят следующие процессы (аналогичным образом ведут себя бром и йод):

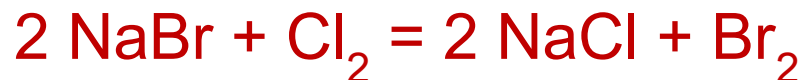


В промышленности хлор получают электролизом

электролиз



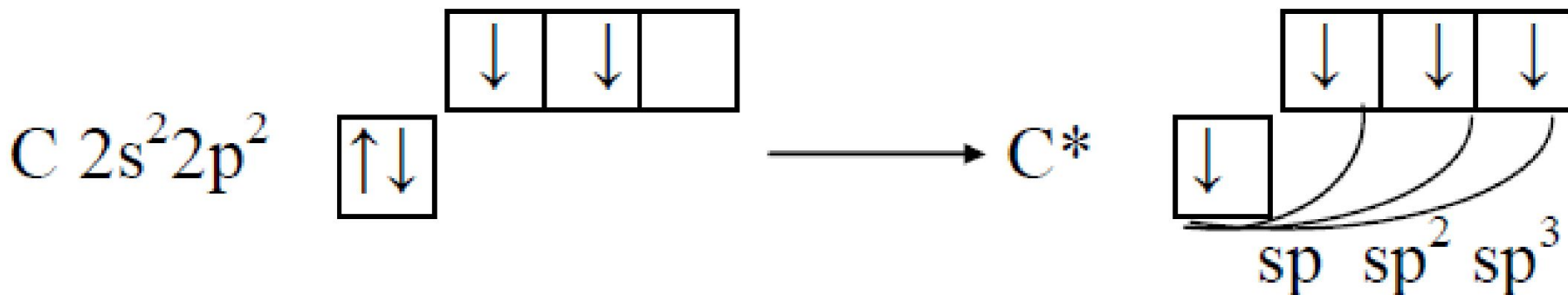
электролиз



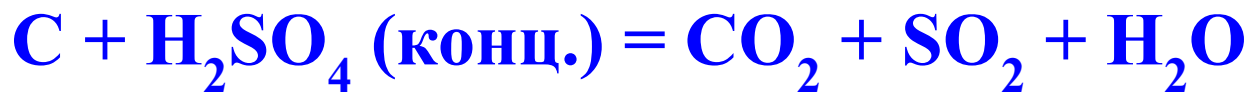
Углерод, кремний

Свойства элементов IV A – группы

Элемент и его свойства		C	Si
Относительная атомная масса		12,011	28,085
Температура, °C	плавления	3850	1412
	кипения	4900	2480
Радиус, нм		0,077	0,134
Относительная электроотрицательность		2,55	1,90



В обычных условиях углерод весьма инертен и вступает в реакции только с очень энергичными окислителями:



Из галогенов углерод непосредственно взаимодействует только с фтором:





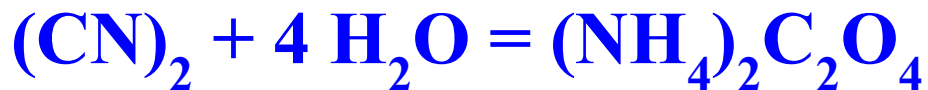
При высокой температуре ($t=800-1000^\circ\text{C}$) углерод соединяется с серой

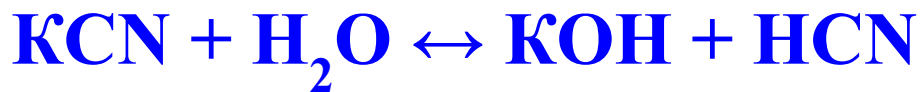


При более высоких температурах углерод соединяется с азотом, образуя дициан

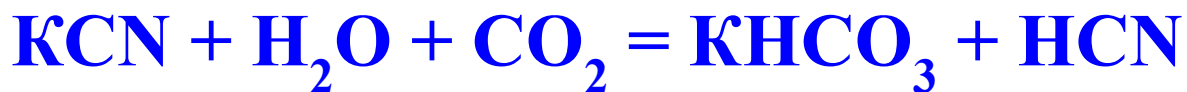


Дициан медленно гидролизуется :





На воздухе KCN разлагается, так как H_2CO_3 сильнее синильной кислоты



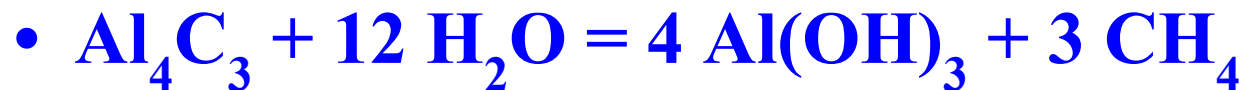
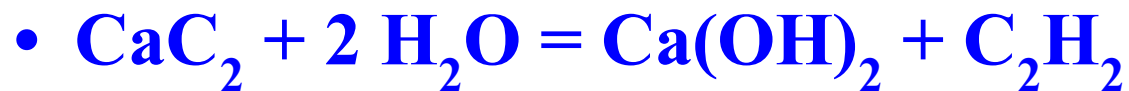
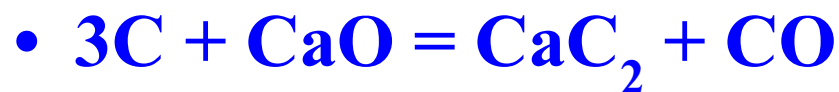
При сплавлении цианидов с серой образуются тиоцианаты (роданиды) – соли тиоциановой кислоты или роданистоводородной кислоты:



Карбиды

В зависимости от электроотрицательности элемента делятся на три группы:

а) *Солеподобные* – это соединения углерода с активными металлами: Be_2C , CaC_2 , Al_4C_3 . в этих соединениях связь промежуточная между ионной и ковалентной.



- б) ***Карбиды внедрения*** – в них атомы углерода занимают пустоты в кристаллических решетках металлов, имеют, как правило, переменный состав W_2C . Соединения обладают большой твердостью и высокими температурами плавления, химической стойкостью
- в) ***Ковалентные карбиды*** – образуются с элементами близкими по электроотрицательности (соседями по периодической системе), например, карбиды кремния и бора (SiC , B_4C_3).

Кислородсодержащие соединения углерода

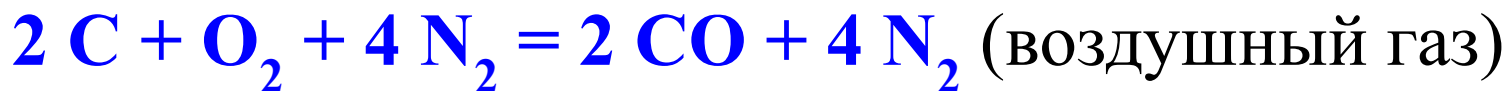
Оксид углерода(II) - CO

В CO кратность связи равна трем $C \equiv O$: Две связи углерод – кислород образуются по обменному механизму, а третья – по донорно-акцепторному механизму за счет свободной орбитали атома углерода и двух электронов атома кислорода. CO - несолеобразующий оксид.

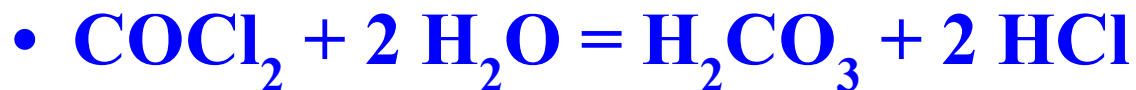
В промышленности оксид углерода(II) получают, пропуская воздух через слой раскаленного угля:



смесь CO с азотом воздуха, называется генераторным газом или воздушный газом:

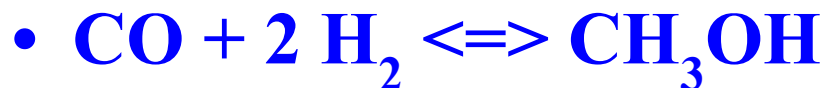


Фосген – бесцветный газ, очень ядовит. Медленно гидролизуется :

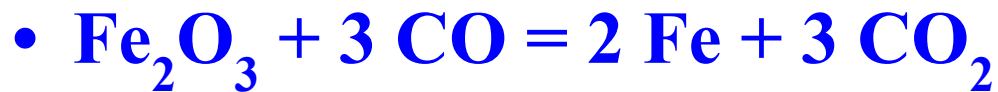


При нагревании реагирует с серой с образованием бесцветного газа оксида-сульфида углерода: $\text{CO} + \text{S} = \text{COS}$

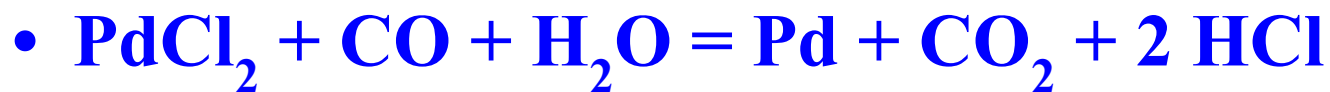
При нагревании и под давлением CO с водородом образует метанол:



Оксид углерода(II) проявляет восстановительные свойства:



- При обычных условиях CO восстанавливает Pd и Ag из их солей:



- При повышенной t и под давлением CO может соединяться с некоторыми металлами, образуя карбонилы:



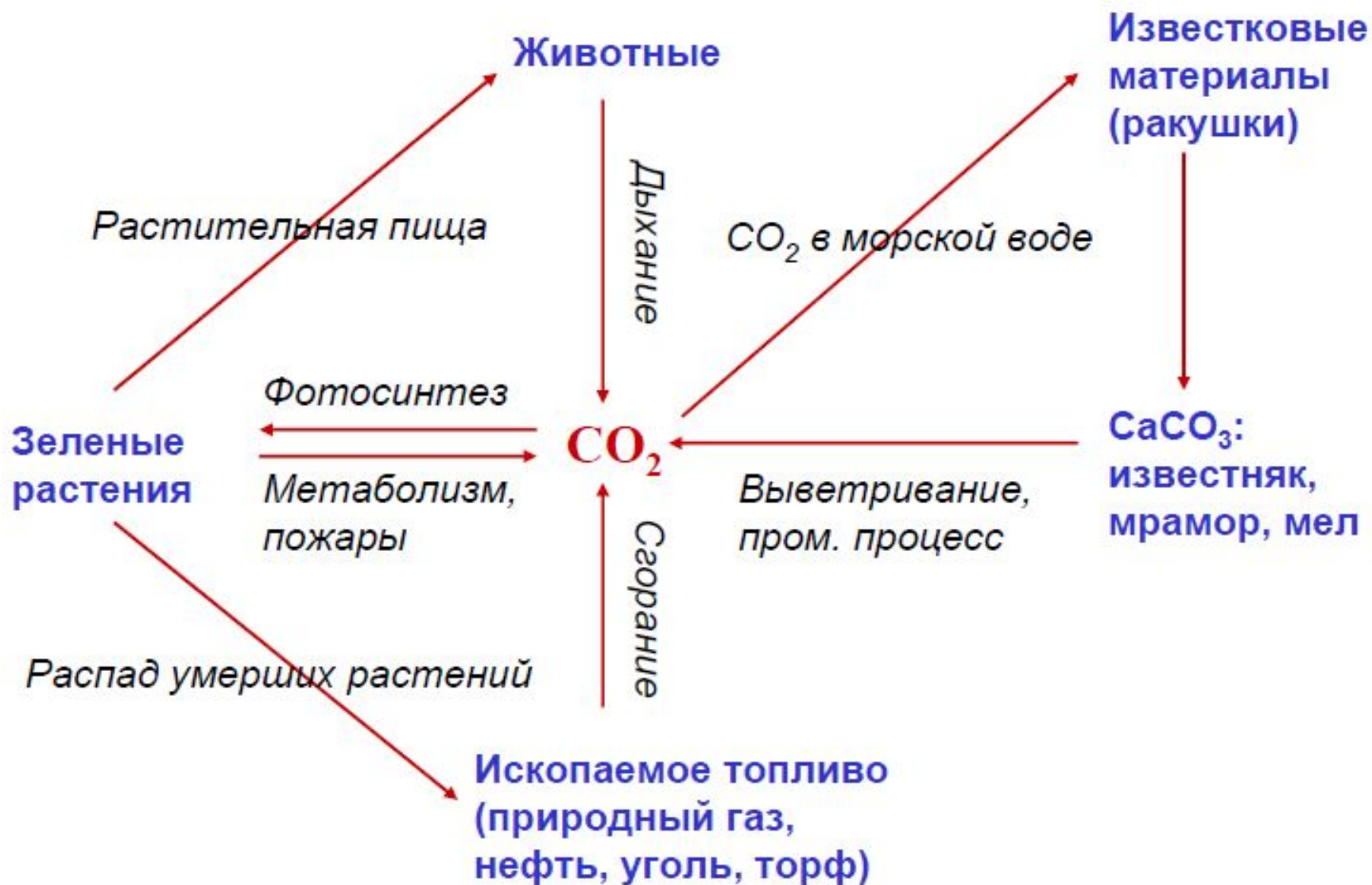
Оксид углерода(IV) – CO₂

В молекуле CO₂ атом углерода находится в состоянии sp-гибридизации и молекула имеет линейное строение O = C = O



Буферная система H₂CO₃ – HCO₃⁻ служит главной буферной системой плазмы крови, поддерживает постоянное значение рН крови порядка 7,4

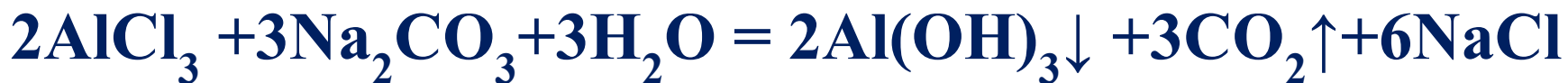
Оборот CO_2 : парниковый газ



CO_2 легко реагирует со щелочами, образуя средние (карбонаты) или кислые соли (гидрокарбонаты):

- $\text{CO}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{CaCO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$

При действии Na_2CO_3 на растворы сильно гидролизующихся солей (Al^{3+} , Cr^{3+} , Fe^{3+} и др.) образуются гидроксиды металлов:



При нагревании:

- $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2\uparrow$
- $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 = \text{CaCO}_3 + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$
- $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3 = \text{CuO} + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$

карбонаты натрия и калия плавятся без разложения

Сильные кислоты вытесняют из карбонатов и гидрокарбонатов угольную кислоту:

- $\text{K}_2\text{CO}_3 + 2 \text{HCl} = 2 \text{KCl} + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{KHCO}_3 + \text{HCl} = \text{KCl} + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$

Свойства кремния и его соединений

Кристаллический кремний получают из кремнезема SiO_2

- $\text{SiO}_2 + 2\text{C} = \text{Si} + 2\text{CO}$
- $\text{SiO}_2 + \text{Mg} = \text{Si} + 2\text{MgO}$

Химически чистый Si термическим разложением SiH_4 :

$$\text{SiH}_4 = \text{Si} + 2\text{H}_2$$

кремний взаимодействует со многими неметаллами:

- $\text{Si} + 2\text{Cl}_2 = \text{SiCl}_4$ (400 °C)
- $\text{Si} + \text{O}_2 = \text{SiO}_2$ (600 °C)
- $\text{Si} + \text{C} = \text{SiC}$ (2000 °C)

некоторыми расплавленными металлами кремний (Mg, Cu, Fe), образует силициды :



Кислоты на кремний не действуют, за исключением плавиковой кислоты или смеси азотной и плавиковой кислот:



хорошо растворяется в водных растворах щелочей:



легко реагирует с галогенами, образуя галогениды

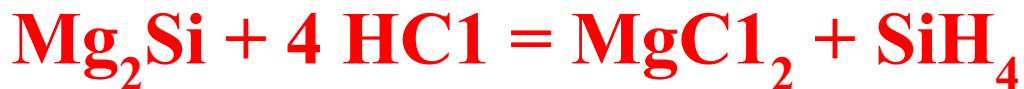


Соединения кремния

Получить галогениды кремния можно по реакциям:



Соединения кремния с водородом (SiH_4 , Si_2H_6 , Si_3H_8 и т.д.) получают:



- Известны два оксида кремния SiO и SiO_2 . *Оксид кремния(II)* в природе не встречается, получается при восстановлении кремнезема:



медленно окисляется на воздухе: $\text{SiO} + \text{O}_2 = \text{SiO}_2$

легко растворяется в водных растворах щелочей:

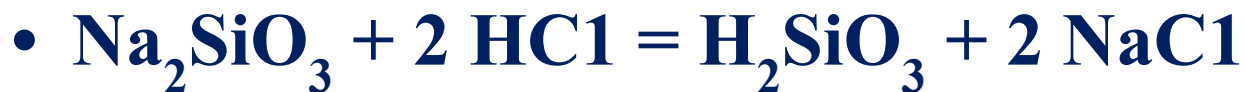


- *Оксид кремния(IV)* – кислотный оксид. SiO_2 – бесцветное твердое вещество, нерастворимое в воде и кислотах (кроме HF).

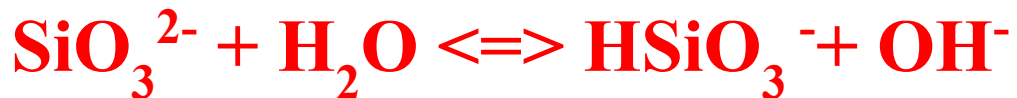


SiO_2 легко растворяется в кипящих водных растворах щелочей: $\text{SiO}_2 + 2 \text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

Кремневую кислоту H_2SiO_3 получают косвенным путем, так как SiO_2 нерастворим в воде:



- Соли кремневой кислоты подвергаются гидролизу и растворы солей имеют щелочную реакцию:



Обыкновенное стекло получают путем сплавления кремнезема с известняком и содой:



Применение

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

Цеолиты

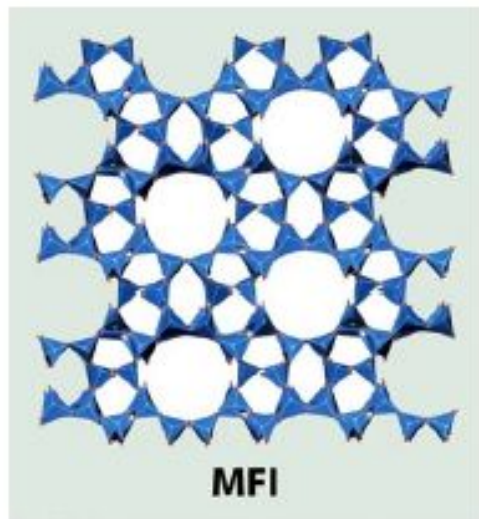


Figure B13-2 part 1
Moras & Wilson Inorganic Chemistry, Fourth Edition
© 2005 by D. J. Moras, P. A. Wilson, L. L. Dawson, J. F. Smith, M. T. Whitham and J. A. Harrison

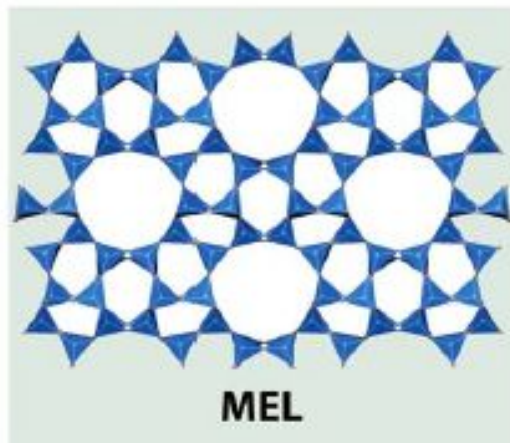


Figure B13-2 part 1
Moras & Wilson Inorganic Chemistry, Fourth Edition
© 2005 by D. J. Moras, P. A. Wilson, L. L. Dawson, J. F. Smith, M. T. Whitham and J. A. Harrison

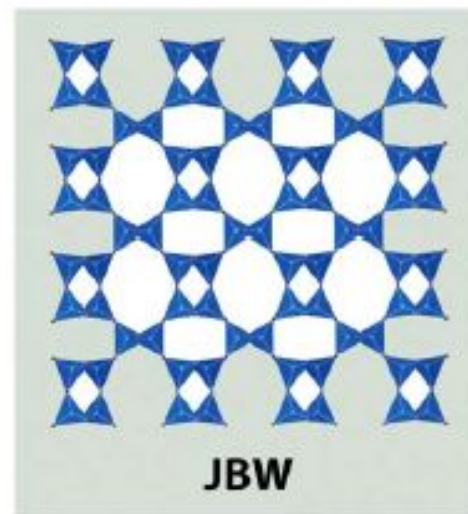


Figure B13-2 part 1
Moras & Wilson Inorganic Chemistry, Fourth Edition
© 2005 by D. J. Moras, P. A. Wilson, L. L. Dawson, J. F. Smith, M. T. Whitham and J. A. Harrison

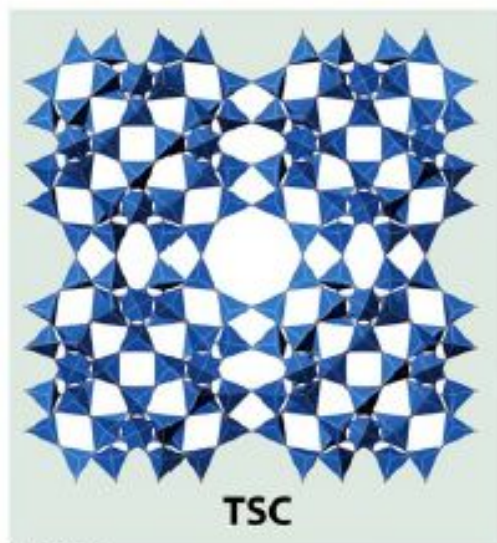


Figure B13-2 part 1

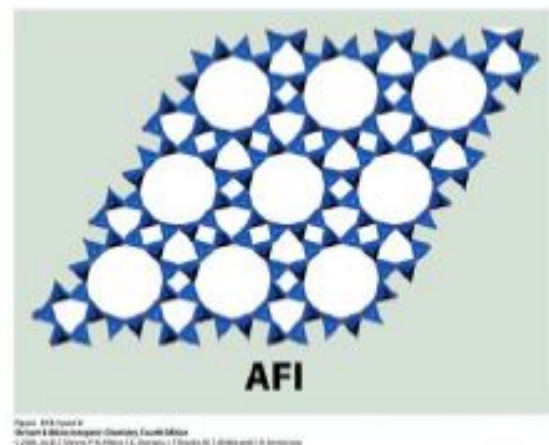
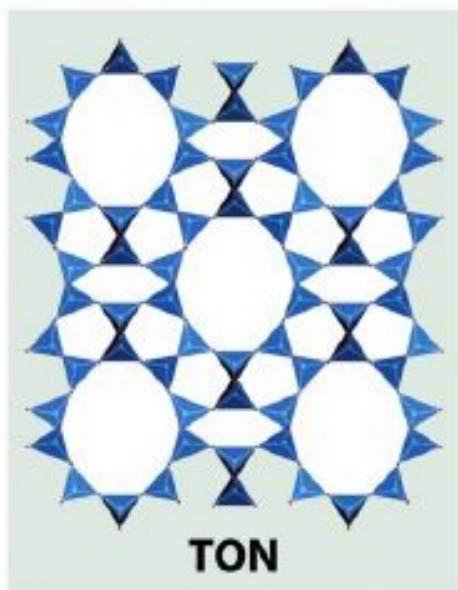


Figure B13-2 part 1
Moras & Wilson Inorganic Chemistry, Fourth Edition
© 2005 by D. J. Moras, P. A. Wilson, L. L. Dawson, J. F. Smith, M. T. Whitham and J. A. Harrison