ХИМИЯ ЭЛЕМЕНТОВ

Неметаллы V – VI групп

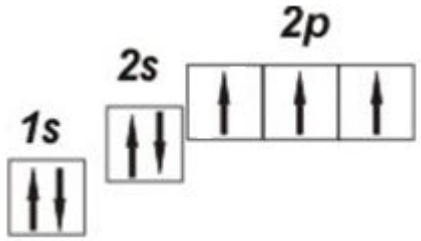
Электронные конфигурации элементов VA-группы

H							**He**
Li	Be	**B**	**C**	**N**	**O**	**F**	**Ne**
Na	Mg	Al	**Si**	**P**	**S**	**Cl**	**Ar**
K	Ca	Ga	**Ge**	**As**	**Se**	**Br**	**Kr**
Rb	Sr	In	Sn	Sb	**Te**	**I**	**Xe**
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	**At**	**Rn**

$\ldots ns^2np^3$

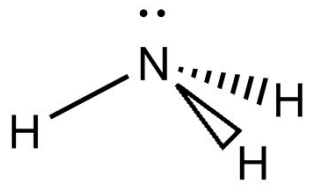
АЗОТ

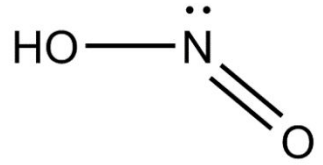
N



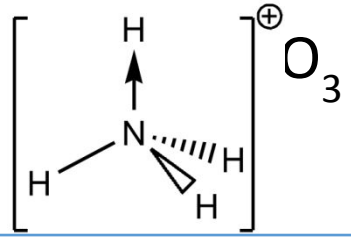
Валентность:

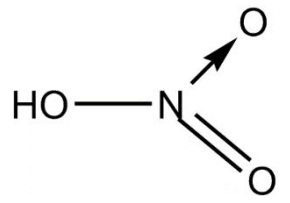
III NH_3





IV NH_4^+





Степень окисления:

0 в простом веществе (N_2)

-3 NH_3, Li_3N, соли аммония («аммиачный азот»)

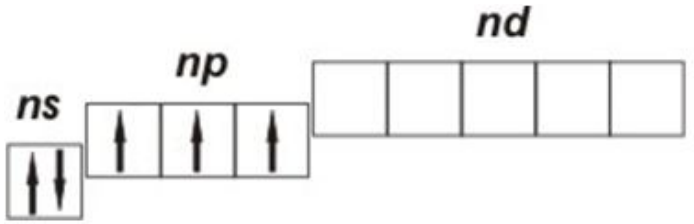
+3 HNO_2, $NaNO_2$

+5 N_2O_5, HNO_3 **(валентность равна IV)**

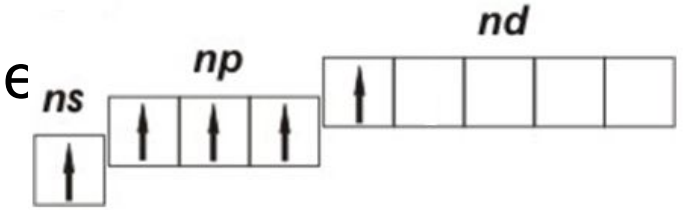
ФОСФОР

P

основное состояние



возбужденное состояние



Валентность:

III	PH_3, P_4O_6, AsH_3
V	H_3PO_4, P_4O_{10}

Степень окисления:

0	в простых веществах (P_4, красный фосфор)
-3	PH_3, Ca_3P_2
+3	H_3PO_3, P_4O_6
+5	H_3PO_4, P_4O_{10}

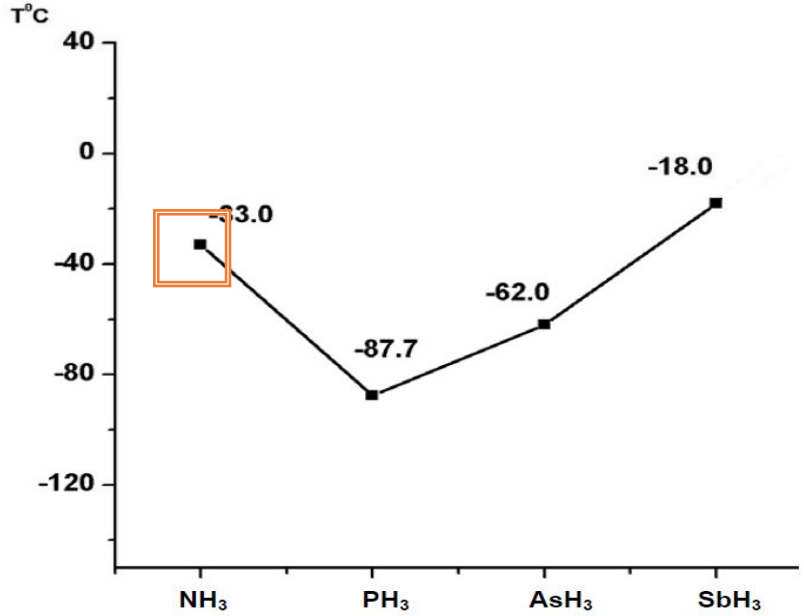
Свойства соединений элементов VIA-группы

Элемент	Окисли-тельные свойства простого вещества	Водородные соединения $ЭH_3$		Кислотные свойства $Э_2O_5$, $НЭO_3$ ($H_3ЭO_4$)
		$E_{св.}$, кДж/моль	Прочность связи	
N	↑	380	↑	↑
P		323		
As		281		

$$N_2 + 3H_2 \overset{Fe,t,p}{\rightleftarrows} 2NH_3$$

$$P + H_2 \not\rightarrow$$

$$As + H_2 \not\rightarrow$$



РАСПРОСТРАНЕННОСТЬ АЗОТА В ПРИРОДЕ

В природе азот встречается в как свободном виде, так и в виде соединений

Азот – четвертый по распространенности во Вселенной элемент, после H, He, O

В атмосфере **$\varphi(N_2) \approx 78\%$**

Входит в состав белков, РНК и ДНК

Физические свойства азота

	$t_{пл.}$	$t_{кип.}$	$E_{св,}$ кДж/моль
N_2	-210 ° С	-196° С	946

(ниже, чем у кислорода)

Газ без цвета и запаха, плохо растворим в воде, в твердом состоянии имеет молекулярную кристаллическую структуру.

Атомы в молекуле связаны тройной связью

N≡N (1σ- и 2π-связи)

При t = 3000° С степень диссоциации азота на атомы составляет 0,75 %

Не реагирует с кислотами и щелочами

Окислительные свойства

Азот проявляет окислительные свойства во всех реакциях, кроме реакций с O_2 и F_2

Взаимодействие с металлами

При комнатной температуре реагирует только с литием:

$$6Li + N_2 \longrightarrow 2Li_3N$$ – нитрид лития

При нагревании реагирует с другими активными металлами:

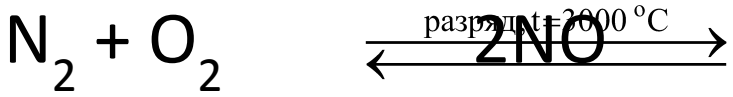
$$3Mg + N_2 \xrightarrow{t} Mg_3N_2$$

Нитриды металлов – твердые вещества, легко разлагаются водой:

$$Li_3N + 3H_2O = 3LiOH + NH_3\uparrow$$

Восстановительные свойства, взаимодействие с кислородом

С кислородом реагирует при температуре 3000 ° С:



Обратите внимание:

- В данной реакции лишь незначительное количество азота и кислорода превращаются в оксид азота(II)
- Реакция протекает в очень жестких условиях. Поэтому, при рассмотрении процессов горения смесей, содержащих молекулярный азот, в кислороде взаимодействие азота с кислородом НЕ учитывают

Физические свойства летучих водородных соединений элементов VA группы

Вещество	Аммиак NH_3	Фосфин PH_3	Арсин AsH_3	Стибин SbH_3
$Q_{(обр)}$, кДж/моль	46	-5	-66	-145
Устойчивость	Прямым синтезом из элементов можно получить только аммиак			
$t_{пл.}$, °C	-78	-134	-117	-94
$t_{кип.}$, °C	-33	-87	-62	-18
Валентный угол, °	108	94	92	91
Растворимость в воде (объемов на 1V воды)	700			

Аммиак – бесцветный газ с резким запахом

3 %-ный раствор – **нашатырный спирт**

25 %-ный раствор – **аммиачная вода**

При испарении аммиака поглощается много тепла, поэтому он используется в холодильных установках

В отличие от HCl, при нагревании раствора аммиака до кипения NH_3 полностью улетучивается

Химические свойства аммиака

NH_3 является **слабым основанием** ($K_b = 1{,}8 \cdot 10^{-5}$):

$$NH_3 + HCl = NH_4Cl$$

NH_3 проявляет за счет азота только **восстановительные** свойства:

$$4NH_3 + 3O_2 \xrightarrow{t} 2N_2 + 6H_2O$$

Задание

Какие из перечисленных факторов увеличивают **скорость** синтеза аммиака, а какие способствуют смещению **равновесия** реакции вправо:

а) увеличение внешнего давления;

б) увеличение температуры;

в) удаление аммиака из реакционной смеси;

г) увеличение концентрации водорода

Ответ: скорость – а) б) г)

равновесие – а) в) г)

Соли аммония

NH_4Cl – сублимируется при 350 ^oC

Сульфиды, карбонаты летучи

NH_4NO_3 – удобрение, входит в состав ВВ

$(NH_4)_2SO_4$ – удобрение

Внутримолекулярное окисление-восстановление:

$NH_4NO_3 \rightarrow N_2O$

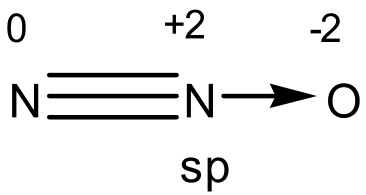
$NH_4NO_3 \rightarrow N_2$

$(NH_4)_2Cr_2O_7 \rightarrow$

$\overset{+1}{N_2}O$ «веселящий газ»

Бесцветный газ со слабым приятным запахом и сладковатым вкусом. Несолеобразующий оксид.

$t_{кип.}$ = -89,5 °C



Молекула линейная

Получение

$$NH_4NO_3 \xrightarrow{t} N_2O + 2H_2O$$

$\overset{+2}{NO}$ оксид азота(II)

свободный радикал

Бесцветный газ. $t_{пл.}$ = -164 °C $t_{кип.}$ = -152 °C

Несолеобразующий оксид. Поддерживает горение. При обычных условиях быстро окисляется на воздухе:

$$2NO + O_2 \rightarrow 2NO_2$$

Получение

В промышленности:

1. $4NH_3 + 5O_2 \xrightarrow{Pt,t} 4NO + 6H_2O$
2. $N_2 + O_2 \underset{}{\overset{3000^0C}{\rightleftarrows}} 2NO - Q \quad (\eta = 5\%)$

В лаборатории:

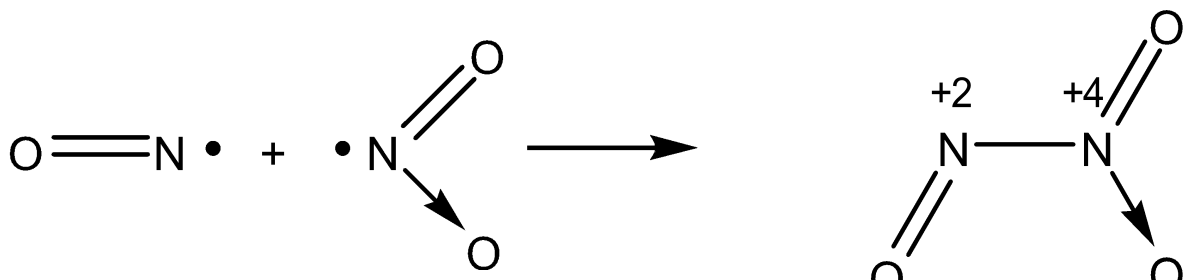
$$3Cu + 8HNO_3(разб.) \rightarrow 3Cu(NO_3)_2 + 2NO + 4H_2O$$

$\overset{+3}{N_2}O_3$ Азотистый ангидрид

Красно-бурый газ, при -30 °С конденсируется в синюю жидкость. Четкой $t_{кип.}$ не имеет, при -10 °С начинает разлагаться на NO и NO_2

$$N_2O_3 \xrightarrow{t>0\,^0C} NO + NO_2$$

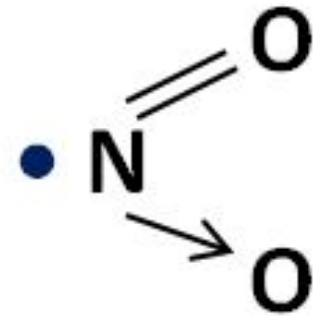
Получение: $NO + NO_2 \xrightarrow{охлаждение} N_2O_3$



Кислотный оксид

$$N_2O_3 + H_2O \rightarrow 2HNO_2$$

$^{+4}NO_2$ оксид азота(IV)



Газ бурого цвета. «Лисий хвост»

NO_2, N_2O_4

При +22 °С NO_2 конденсируется в бурую жидкость, при -10 °С образуются бесцветные кристаллы димера N_2O_4

$O_2N\bullet + \bullet NO_2 \rightleftarrows NO_2–NO_2$ (рекомбинация радикалов)

При температуре ниже 140 °С имеет место равновесие:

$$2NO_2 \rightleftarrows N_2O_4 + 57{,}2 \text{ кДж}$$

Получение NO_2

В промышленности:

$$2NO + O_2 \rightarrow 2NO_2$$

В лаборатории:

$$Cu + 4HNO_3(\text{конц.}) \rightarrow Cu(NO_3)_2 + 2NO_2 + 2H_2O$$

NO_2 является сильным окислителем, поддерживает горение:

$$C + 2NO_2 \rightarrow 2NO + CO_2 \quad (\text{горение})$$

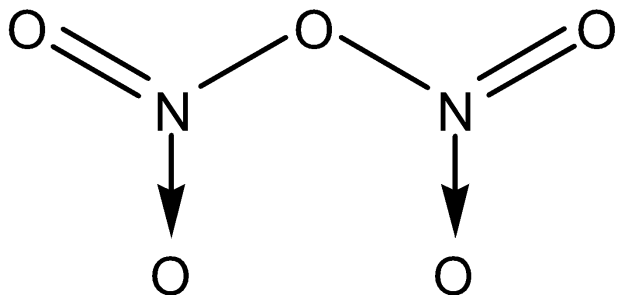
При взаимодействии с водой образует смесь азотной и азотистой кислот (смешанный ангидрид):

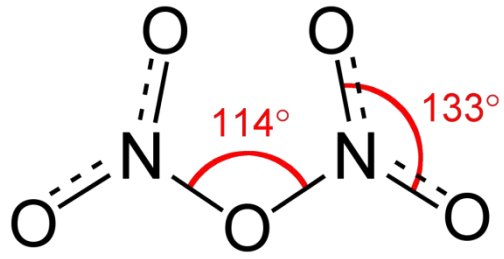
$$\overset{+4}{2NO_2} + H_2O \rightarrow \overset{+5}{HNO_3} + \overset{+3}{HNO_2} \quad (\text{диспропорционирование})$$

$\overset{+5}{N_2}O_5$ оксид азота(V), азотный ангидрид

Бесцветное кристаллическое вещество. Кислотный оксид. Очень неустойчив, при нагревании разлагается со взрывом

$$2N_2O_5 \xrightarrow{t} 4NO_2 + O_2$$



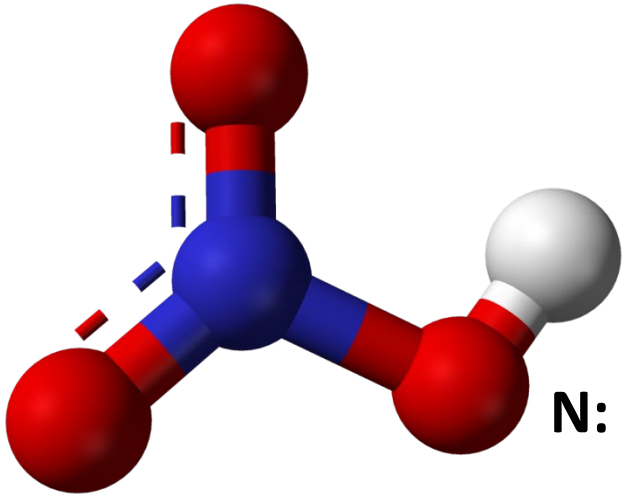


АЗОТНАЯ КИСЛОТА

HNO_3 – бесцветная жидкость с резким запахом, дымящая на воздухе за счет протекания реакции:

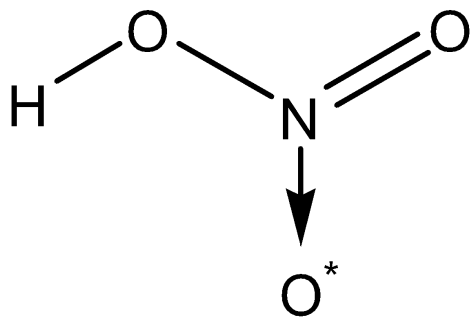
$$4HNO_3 = 4NO_2 + 2H_2O + O_2$$

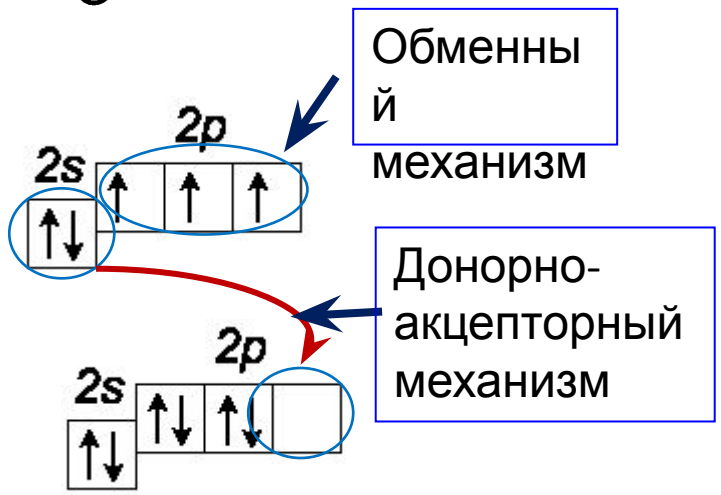
Строение молекулы HNO_3



N:

O^*:





Валентность азота **IV**

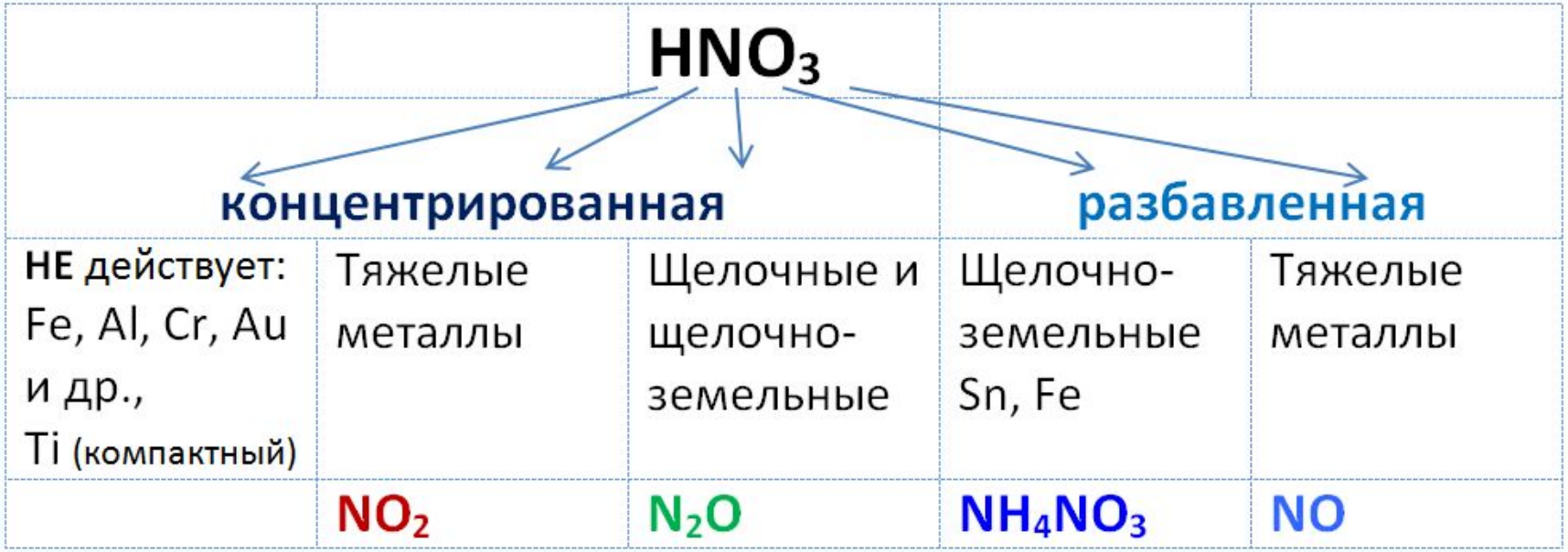
Степень окисления азота **+5**

В каком состоянии гибридизации находится азот в HNO_3?

Физические свойства HNO_3

Вещество	ρ, г/см³	$t_{пл.}$	$t_{кип.}$
HNO_3, 100%-ная	1,52	-41	86
Азеотроп, 69,2 %	1,41		122

Продукты взаимодействия HNO_3 с металлами



Чем ниже концентрация кислоты и чем активнее металл, тем глубже восстанавливается азот.

Неметаллы восстанавливают HNO_3 до NO_2 и NO

HNO_3 – окислитель

Концентрированная азотная кислота **без нагревания** не реагирует с **Fe**, **Al** и **Cr**.

При нагревании указанные металлы реагируют с концентрированной азотной кислотой:

$$Fe + 6HNO_3(конц.) \xrightarrow{t} Fe(NO_3)_3 + 3NO_2\uparrow + 3H_2O.$$

С разбавленной азотной кислотой Fe, Al и Cr реагируют без нагревания.

Царская водка

Смесь концентрированной азотной и соляной кислот называется ***царской водкой***.
В ней растворяются золото и платина:

$$Au + HNO_3 + 3HCl \rightarrow AuCl_3 + NO\uparrow + 2H_2O.$$

Получение HNO_3

Производство HNO_3 включает три стадии:

1. Каталитическое окисление аммиака до оксида азота(II):

$$4NH_3 + 5O_2 \xrightarrow{t, Pt} 4NO + 6H_2O$$

2. Окисление оксида азота(II) до оксида азота(IV):

$$2NO + O_2 = 2NO_2$$

3. Поглощение смеси оксида азота(IV) с кислородом водой:

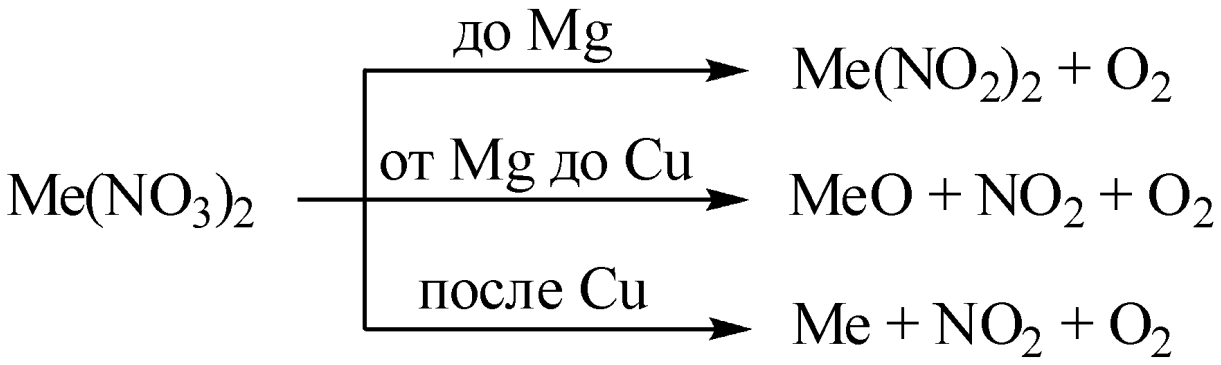
$$4NO_2 + O_2 + 2H_2O = 4HNO_3$$

НИТРАТЫ

Нитраты щелочных, щелочноземельных металлов и аммония называются селитрами:

$NaNO_3$	чилийская селитра
KNO_3	индийская селитра
$Ca(NO_3)_2$	норвежская селитра
NH_4NO_3 -	аммиачная селитра

Термическое разложение нитратов



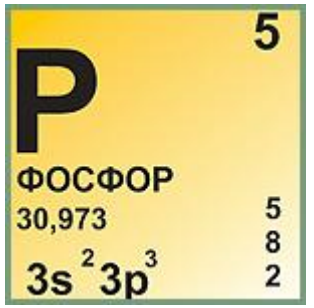
Окислительные свойства нитратов

Черный порох

Нитрат калия, наряду с углем и серой, входит в состав черного пороха, где выступает в качестве окислителя:

$$2KNO_3 + S + 3C \xrightarrow{t} K_2S + N_2 + 3CO_2$$

ФОСФОР



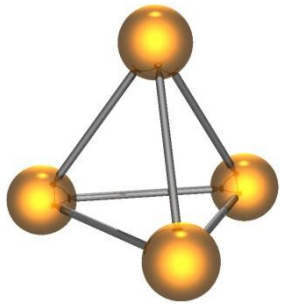
Фосфор природе встречается только в виде соединений

Основные соединения фосфора - фосфориты и апатиты, основной фосфорсодержащий компонент которых $Ca_3(PO_4)_2$

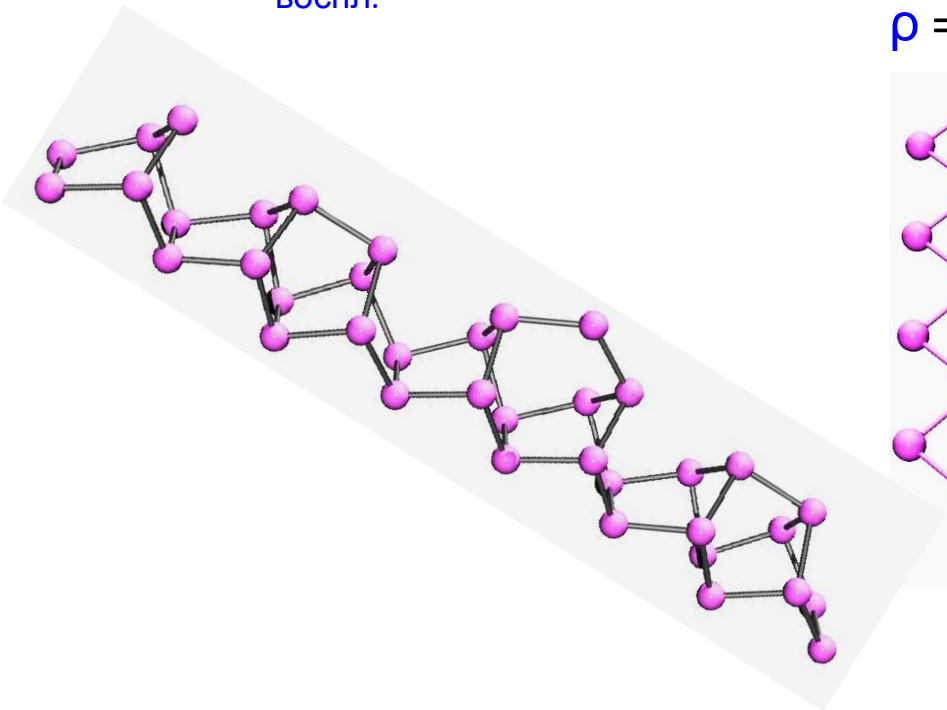
Фторапатит – $Ca_5F(PO_4)_3$

Аллотропные модификации фосфора

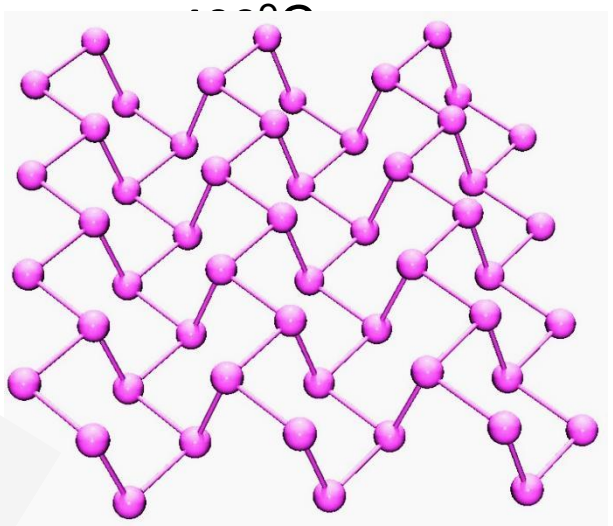
Белый фосфор
Молекулярное строение
Цвет – желтовато-белый, светится в темноте
$t_{пл}$ = 44°С
ρ = 1,83 г/см^3
$t_{воспл.}$ = 50°С
Ядовит!!!



Красный фосфор
Полимерное строение
Цвет - от красно-бурого до фиолетового
$t_{пл}$ ≈ 590°С
ρ = 2,4 г/см^3
$t_{воспл.}$ = 250°С



Черный фосфор
Полимерное строение
Цвет - черно-фиолетовый с металлическим блеском
$t_{пл}$ ≈ 610°С
ρ = 2,7 г/см^3



Получение фосфора

$$Ca_3(PO_4)_2 + 3SiO_2 + 5C \xrightarrow{1500^0 C} 3CaSiO_3 + 2P + 5CO$$

В парáх существует только P_4

Химические свойства фосфора

Окислительные свойства

При нагревании фосфор взаимодействует с активными металлами:

$$3Mg + 2P \xrightarrow{t} Mg_3P_2$$

фосфид магния

Восстановительные свойства

Окисляется кислородом:

$$4P + 3O_2 \xrightarrow{50^0\,C} P_4O_6$$

$$4P + 5O_2 \xrightarrow{t} P_4O_{10}$$

Дипропорционирует со щелочами (расставьте коэффициенты):

$$P + KOH + H_2O \rightarrow PH_3 + KH_2PO_2$$

гипофосфит калия

Оксид фосфора(V), фосфорный ангидрид P_2O_5 (P_4O_{10})

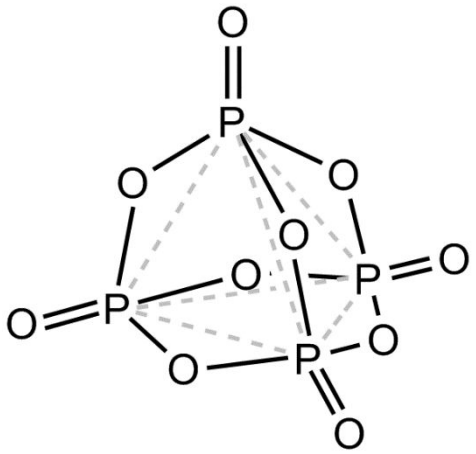
P_2O_5 - белое кристаллическое вещество ($t_{пл}$ > 300 °C). Расплывается на воздухе. Кислотный оксид.

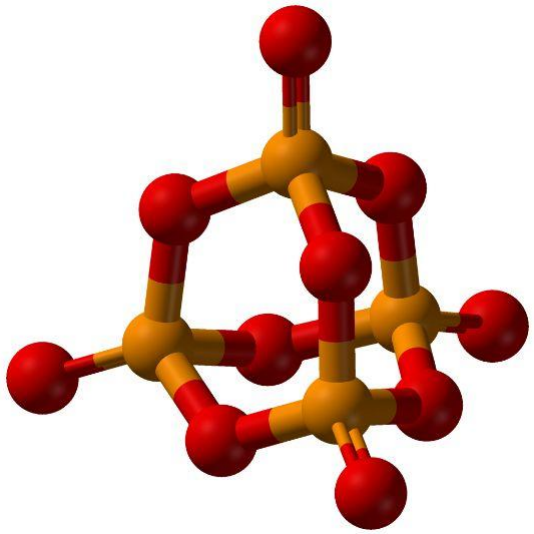
Одно из самых сильных водоотнимающих средств:

$$P_2O_5 + H_2SO_4 \rightarrow SO_3 + 2HPO_3$$

$$P_2O_5 + C_6H_{12}O_6 \rightarrow 6C + P_2O_5 \cdot 6H_2O$$

Строение молекулы P_4O_{10}

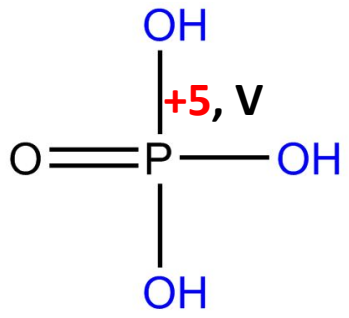




Ортофосфорная кислота H_3PO_4

При растворении в воде P_2O_5 образует слабую трехосновную фосфорную кислоту (H_3PO_4, **$t_{пл}$ = 42 °C**):

$$P_2O_5 + 3H_2O \rightarrow 2H_3PO_4$$



При нормальных условиях H_3PO_4 **твердое** вещество

Получение фосфорной кислоты

В промышленности:

$$Ca_3(PO_4)_2 + 3H_2SO_4 = 2H_3PO_4 + 3CaSO_4$$

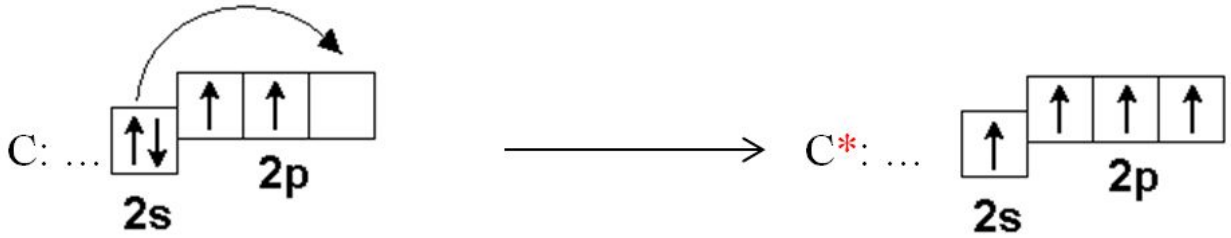
Неметаллы IVA-группы. Углерод, кремний

H							**He**
Li	Be	**B**	**C**	**N**	**O**	**F**	**Ne**
Na	Mg	Al	**Si**	**P**	**S**	**Cl**	**Ar**
K	Ca	Ga	**Ge**	**As**	**Se**	**Br**	**Kr**
Rb	Sr	In	Sn	Sb	**Te**	**I**	**Xe**
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	**At**	**Rn**

…ns^2np^2

УГЛЕРОД

C

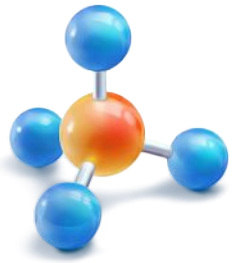


Валентность:

IV CO_2

III CO

C≡O



Степень окисления:

0 в простых веществах

-4 CH_4

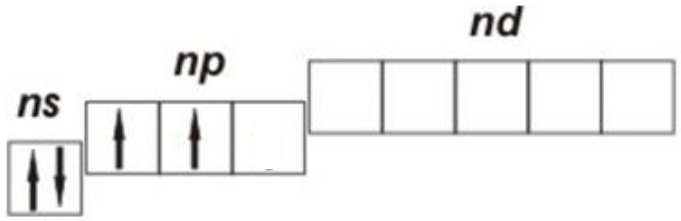
+2 CO

+4 CO_2, H_2CO_3

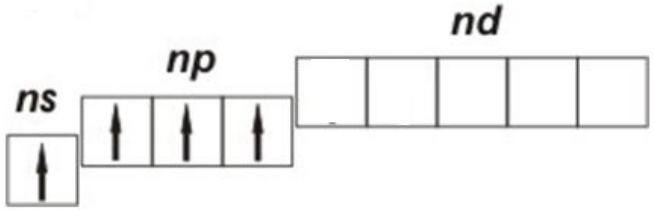
КРЕМНИЙ

Si

основное состояние



возбужденное состояние



Валентность:

IV Si, SiH_4, SiO_2, H_2SiO_3

Степень окисления:

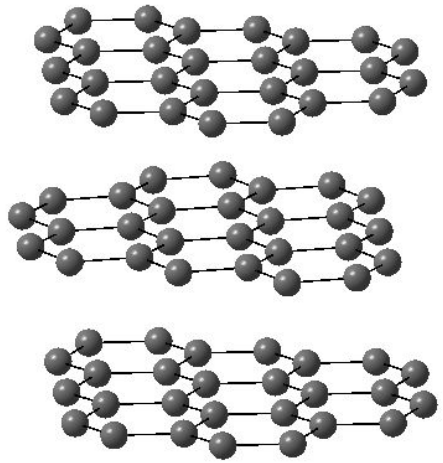
0 в простом веществе

-4 силициды металлов

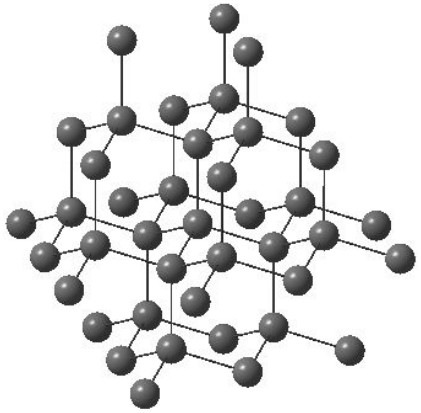
+4 SiH_4, SiO_2, H_2SiO_3, силикаты

Аллотропные модификации углерода

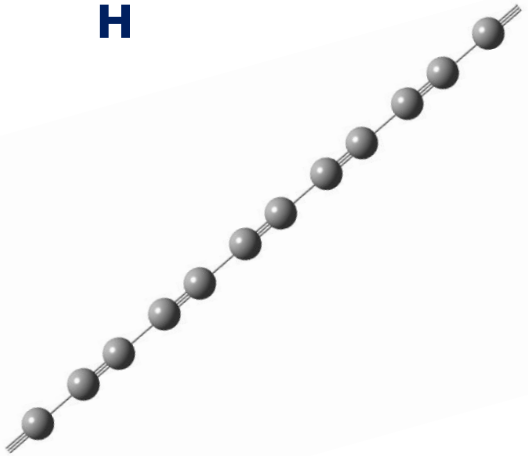
Графит



Алмаз

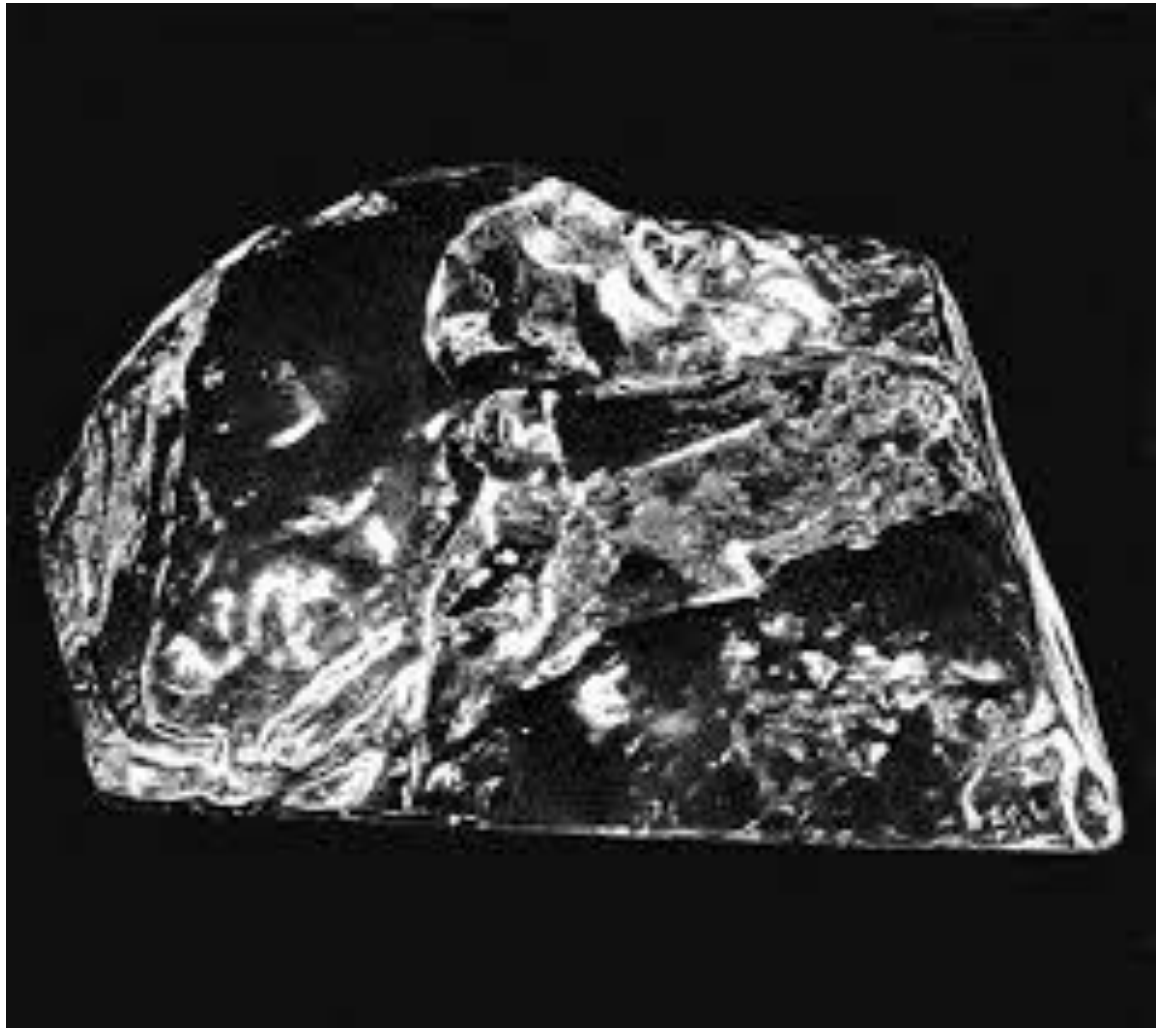


Карбин

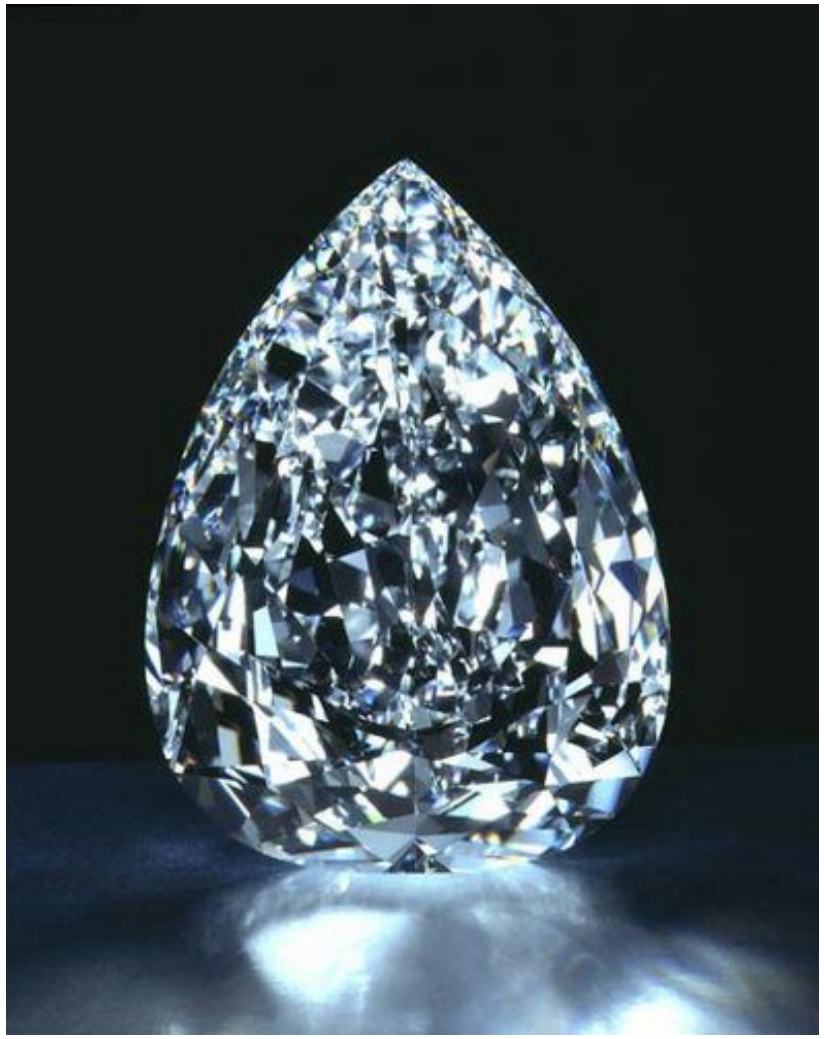


Бриллиант «Шах» (88,7 карата)

Алмаз «Куллинан» (3106 карат)

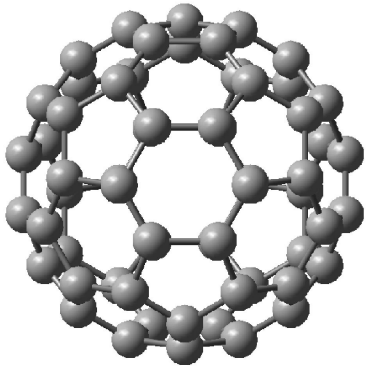


Большая звезда Африки (530,2 карат)

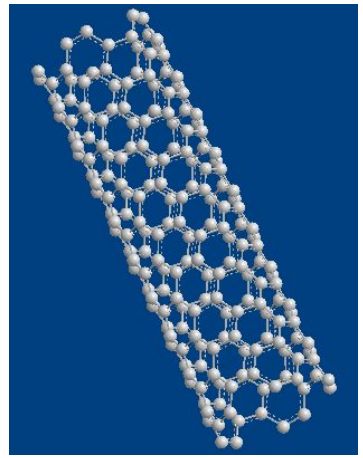


Аллотропные модификации углерода

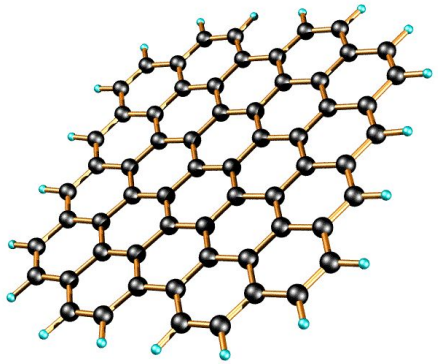
Фуллерит



Раствор фуллерена C_{60} в толуоле



Графен

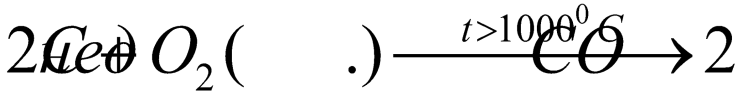


Применение углерода

1. **Алмаз**
   Драгоценные камни, режущие и абразивные материалы
2. **Графит**
   Карандаши, электроды, тигли для плавки металлов
3. **Аморфный углерод**
   Краски (сажа), топливо (кокс), восстановитель для получения Fe, Cr, Si и др.

Оксид углерода(II), угарный газ CO

Бесцветный газ ($t_{кип.}$ = -102 °C), без запаха, очень ядовит, образуется при сгорании угля в недостатке кислорода:



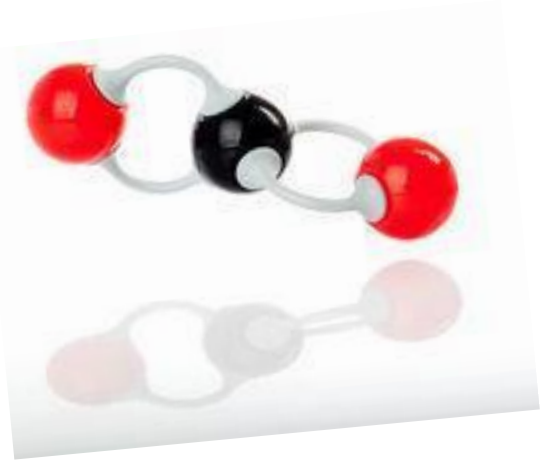
Атомы в молекуле связаны тройной связью. Молекула очень прочная

CO – несолеобразующий оксид

Оксид углерода(IV), углекислый газ CO_2

Бесцветный газ, без запаха, не поддерживает горение и дыхание, образуется при полном сгорании угля:

$$C + O_2 \xrightarrow{t<1000^0 C} CO_2$$



Молекула линейная и неполярная:

O=C=O

Физические свойства CO_2

Содержание в воздухе – 0,03 об. %
В атмосфере Венеры – 95 %

Сжижается при 20 °С, 50 атм,
образуется «**сухой лед**»
$t_{субл.}$ = -78 °С

Растворимость – один объем CO_2 в одном объеме воды при комнатной температуре, 1 % этого количества образует угольную кислоту H_2CO_3

Химические свойства CO_2

Взаимодействует:

- **с водой**

$$CO_2 + H_2O \rightleftarrows H_2CO_3$$

- растворами **щелочей** и твердыми щелочами

$$2NaOH + CO_2 \rightarrow Na_2CO_3 + H_2O$$

$$Na_2CO_3 + CO_2 + H_2O \rightarrow 2NaHCO_3$$

$$Ca(OH)_2 + CO_2 \rightarrow CaCO_3\downarrow + H_2O$$

$$CaCO_3 + CO_2 + H_2O \rightarrow Ca(HCO_3)_2$$

- **основными оксидами**:

$$CO_2 + MgO \xrightarrow{t} MgCO_3$$

CO_2 не поддерживает горение, но предварительно зажженный **Mg горит в атмосфере CO_2**:

$$CO_2 + 2Mg \xrightarrow{t} 2MgO + C$$

Получение CO_2

1. Сжигание угля и органических веществ:

$$CH_4 + 2O_2 \xrightarrow{t} CO_2 + 2H_2O$$

2. Разложение известняка:

$$CaCO_3 \xrightarrow{900^0\,C} CaO + CO_2$$

3. В лаборатории получают действием соляной кислоты на мрамор или мел:

$$CaCO_3 + 2HCl \rightarrow CaCl_2 + H_2O + CO_2 \uparrow$$

Вопрос:

Как удалить влагу из CO_2?

Угольная кислота H_2CO_3

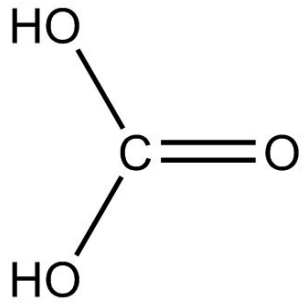
CO_2 – кислотный оксид

При растворении в воде около 1 % растворенного CO_2 образует угольную кислоту H_2CO_3:

$$H_2CO_3 \rightleftarrows H^+ + HCO_3^- \quad \alpha = 0{,}3\ \%$$

$$HCO_3^- \rightleftarrows H^+ + CO_3^{2-} \quad \alpha = 0{,}04\ \%$$

Слабая двухосновная кислота, слабее уксусной, сильнее кремниевой, существует только в разбавленном растворе



Химические свойства H_2CO_3

Со **щелочами** образует два типа солей – карбонаты и гидрокарбонаты:

$$CO_2 + 2NaOH(изб.) \rightarrow Na_2CO_3 + H_2O$$

$$CO_2(изб.) + NaOH \rightarrow NaHCO_3$$

Вытесняет кремниевую кислоту из растворов **силикатов**:

$$Na_2SiO_3 + 2H_2O + 2CO_2 \rightarrow H_2SiO_3\downarrow + 2NaHCO_3.$$

При действии более сильных кислот на ее соли образующаяся H_2CO_3 сразу же **разлагается**:

$$CH_3COOH + NaHCO_3 \rightarrow CH_3COONa + H_2O + CO_2\uparrow$$

$$CH_3COOH + HCO_3^- \rightarrow CH_3COO^- + H_2O + CO_2\uparrow$$

Что такое сода?

- Кальцинированная сода

$$Na_2CO_3$$

- Кристаллическая сода

$$Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$$

- Питьевая сода

$$NaHCO_3$$

- Каустическая сода

$$NaOH$$

Жесткость воды

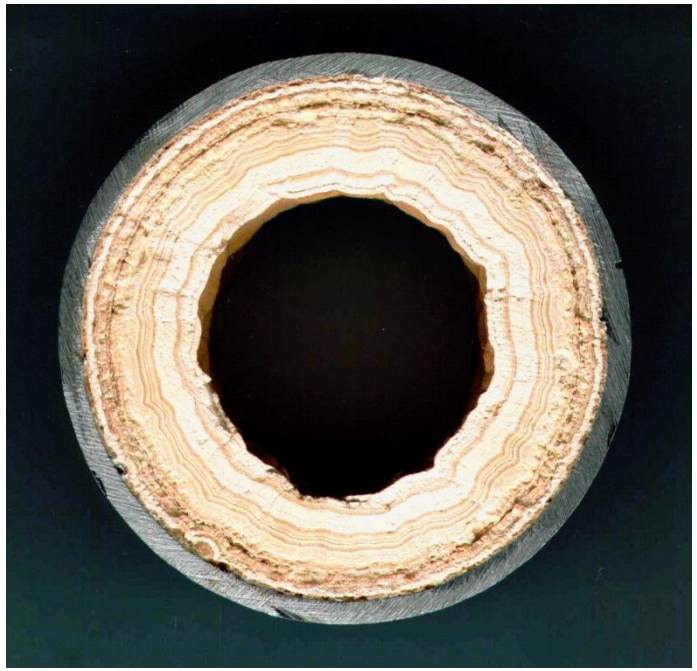
Жесткость воды обусловлена наличием в ней ионов Ca^{2+} и Mg^{2+}

Временная жесткость:

Обусловлена присутствием гидрокарбонатов кальция и магния.

При кипячении такой воды, происходит разложение солей, и образуется белый налет нерастворимого карбоната – “накипь”

Соли имеют низкую тепло- и электропроводность. Поэтому налет карбоната кальция, покрывающий, например спираль электрочайника, препятствует передаче тепла от спирали к воде. В результате спираль перегревается и сгорает.



Накип
ь

Устранение временной жесткости

Необходимо удалить из воды ионы Ca^{2+} и Mg^{2+}

А) **Кипячение**:

$$Ca(HCO_3)_{2(р-р)} \xrightarrow{\text{кипячение}} CaCO_3\downarrow + CO_2\uparrow + H_2O$$

$$Ca^{2+} + 2HCO_3^- \xrightarrow{\text{кипячение}} CaCO_3\downarrow + CO_2\uparrow + H_2O.$$

Б) Взаимодействие с **содой** (Na_2CO_3):

$$Ca(HCO_3)_2 + Na_2CO_3 \rightarrow CaCO_3\downarrow + 2NaHCO_3$$

$$Ca^{2+} + CO_3^{2-} \rightarrow CaCO_3\downarrow.$$

Постоянная (некарбонатная) жесткость

Обусловлена присутствием **хлоридов** и **сульфатов** кальция и магния

Способы устранения

Невозможно удалить кипячением.

Взаимодействие с содой (Na_2CO_3) или растворимыми фосфатами:

$$CaCl_2 + Na_2CO_3 \rightarrow CaCO_3\downarrow + 2NaCl$$

$$Ca^{2+} + CO_3^{2-} \rightarrow CaCO_3\downarrow .$$

Жесткость воды

Катионы Ca^{2+}, Mg^{2+}	Временная жесткость	Постоянная жесткость
Анионы	HCO_3^-	Cl^- SO_4^{2-}
Устранение	Кипячение	Добавление соды, растворимых фосфатов

Задание

Понизить жесткость воды (20 ^{o}C) можно, добавив в нее:

А) Na_2CO_3

Б) $MgCl_2$

В) $KHCO_3$

Г) $Ca(OH)_2$

1) а, б; 2) а, г; 3) б, в; 4) б, г

Другие варианты

Понизить жесткость воды (20 ^{o}C) можно, добавив в нее:

$Ba(OH)_2$ ⬅

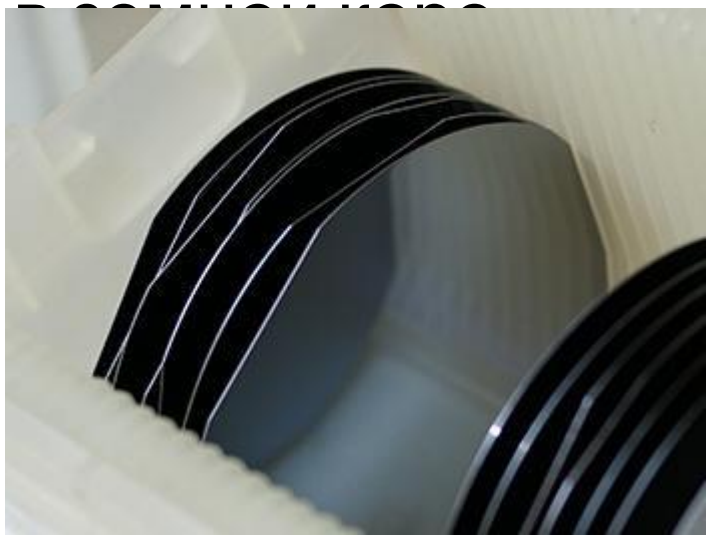
$Mg(HCO_3)_2$

K_3PO_4 ⬅

Кремний

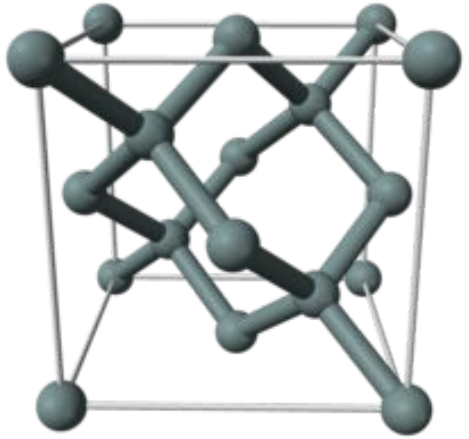
Распространенность в природе

В встречается только в виде соединений (силикаты). Занимает **второе** место по распространенности в земной коре



Физические свойства

Вещество серо-стального цвета с металлическим блеском, обладает полупроводниковыми свойствами.
Атомная алмазоподобная кристаллическая структура.
$t_{пл.}$ = 1420 °C.
Атомы кремния не образуют кратных связей.
Не имеет аллотропных модификаций.
Si менее прочен, чем алмаз



Химические свойства кремния

Растворяется в **плавиковой кислоте**:

$$Si + 4HF \rightarrow SiF_4 \uparrow + 2H_2 \uparrow .$$

НЕ реагирует с концентрированными HNO_3 и H_2SO_4!

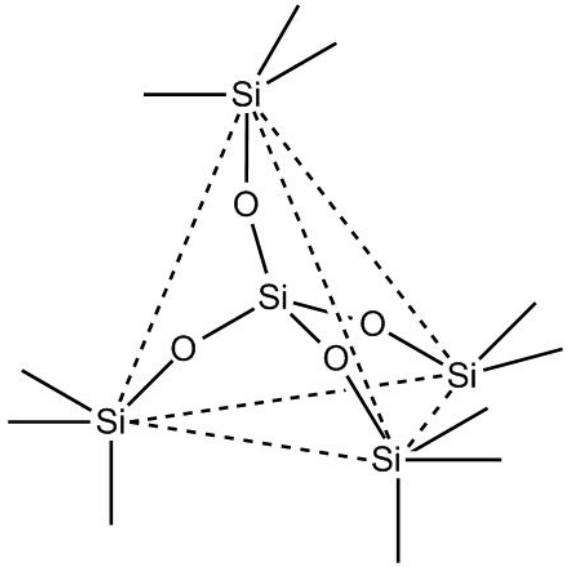
Растворяется в **щелочах** при нагревании:

$$Si + 2NaOH + H_2O \rightarrow Na_2SiO_3 + 2H_2 \uparrow .$$

Оксид кремния (IV), кремнезем, кварц

Белое кристаллическое тугоплавкое вещество, $t_{пл.}$ = 1713 °C.

Атомная кристаллическая структура:



SiO_2 – кислотный оксид, ему соответствует кремниевая кислота H_2SiO_3. **Не реагирует с водой!**

$$SiO_2 + H_2O \not\rightarrow$$

Химические свойства SiO_2

- Взаимодействует с концентрированными растворами щелочей и твердыми щелочами:

$$SiO_2 + 2NaOH \xrightarrow{t} Na_2SiO_3 + H_2O.$$

- Взаимодействует с твердыми карбонатами:

$$SiO_2 + Na_2CO_3 \xrightarrow{t} Na_2SiO_3 + CO_2\uparrow.$$

- Взаимодействует с F_2 и HF:

$$SiO_2 + 2F_2 \rightarrow SiF_4 + O_2$$

$$SiO_2 + 4HF \rightarrow SiF_4\uparrow + 2H_2O$$

Кремниевая кислота H_2SiO_3

Твердое вещество, не растворяется в воде.

Слабая двухосновная кислота (слабее угольной):

$Na_2SiO_3 + CO_2 + H_2O = H_2SiO_3\downarrow + Na_2CO_3$

$SiO_3^{2-} + CO_2 + H_2O = H_2SiO_3\downarrow + CO_3^{2-}$

Получение

Выпадает в осадок при действии кислот на растворы силикатов:

$Na_2SiO_3 + 2HCl = H_2SiO_3\downarrow + 2NaCl$

$SiO_3^{2-} + 2H^+ = H_2SiO_3\downarrow$

Химические свойства H_2SiO_3

Разлагается при нагревании, образуя силикагель:

$$H_2SiO_3 \xrightarrow{t} SiO_2 + H_2O.$$

Реагирует со щелочами образуя силикаты:

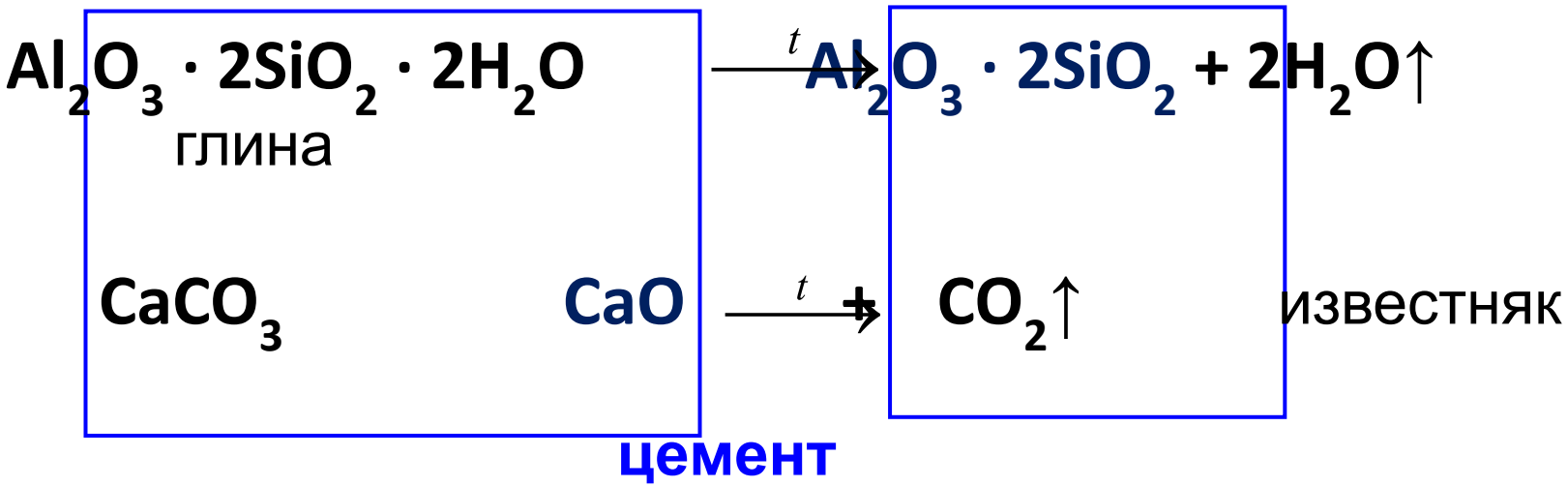
$$H_2SiO_3 + 2NaOH \rightarrow Na_2SiO_3 + 2H_2O.$$

Растворимые силикаты (Na_2SiO_3, K_2SiO_3) – жидкие стекла.

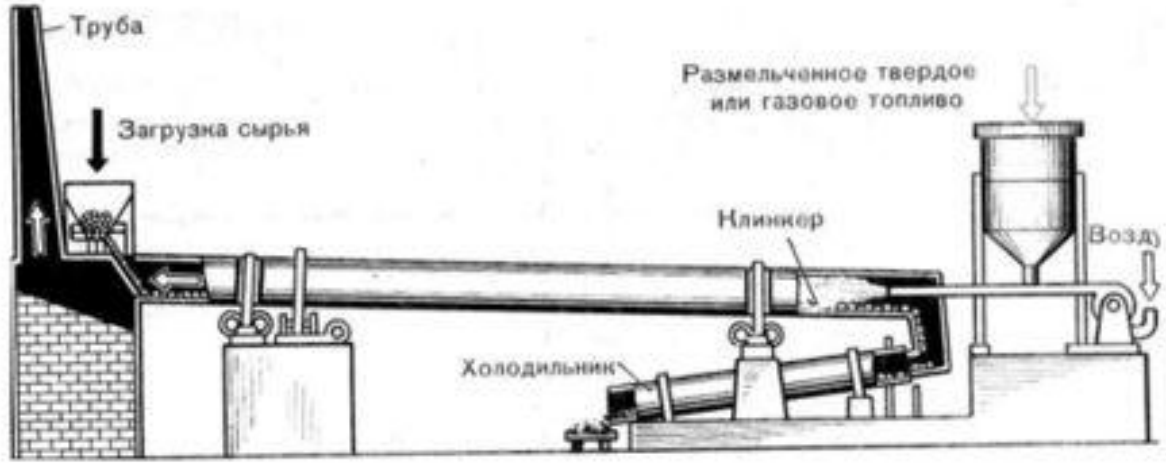
Стекло

$$\underset{\text{сода}}{Na_2CO_3} + \underset{\text{известняк}}{CaCO_3} + \underset{\text{песок}}{6SiO_2} = \underset{\text{стекло}}{\mathbf{Na_2O \cdot CaO \cdot 6SiO_2}} + 2CO_2\uparrow$$

Цемент


$Al_2O_3 \cdot 2SiO_2 \cdot 2H_2O$
глина
$\xrightarrow{t}$
$Al_2O_3 \cdot 2SiO_2 + 2H_2O\uparrow$
$CaCO_3$
CaO
$\xrightarrow{t}$
+
$CO_2\uparrow$
известняк
цемент
мергель

Цилиндрическая печь для обжига смеси при производстве цемента.



Домашнее задание

§ 44 – 46

Задание 5 к § 44

Задание 6 к § 45

Задание 7а к § 46