

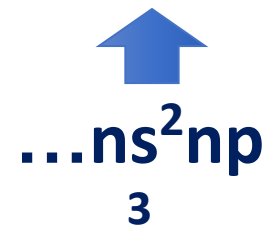


ХИМИЯ ЭЛЕМЕНТОВ

Неметаллы V – VI групп

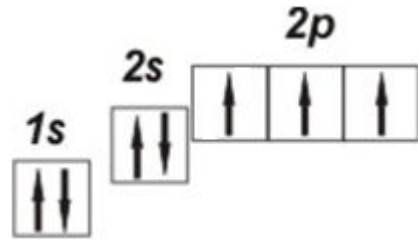
Электронные конфигурации элементов VA-группы

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



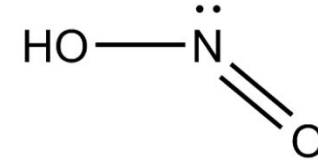
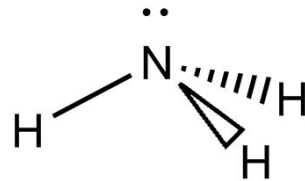
АЗОТ

N

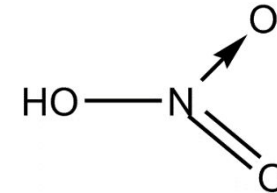
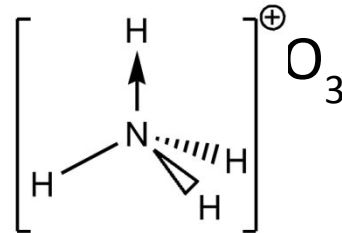


Валентность:

III



IV



Степень окисления:

0

в простом веществе (N_2)

-3

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

+3

HNO_2 , NaNO_2

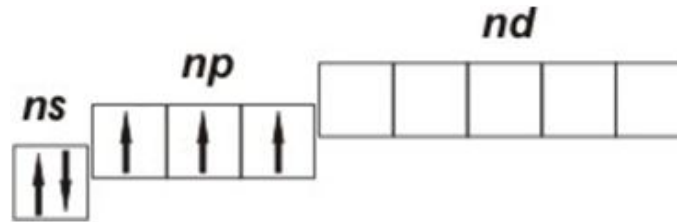
+5

N_2O_5 , HNO_3 (валентность равна IV)

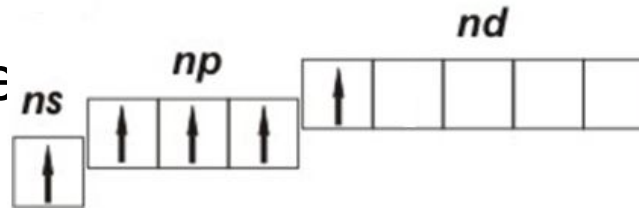
ФОСФОР

P

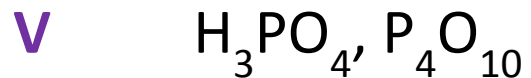
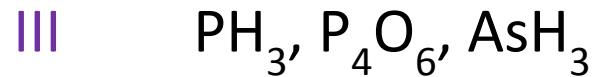
ОСНОВНОЕ СОСТОЯНИЕ



ВОЗБУЖДЕННОЕ СОСТОЯНИЕ



Валентность:



Степень окисления:

0 в простых веществах (P_4 , красный фосфор)

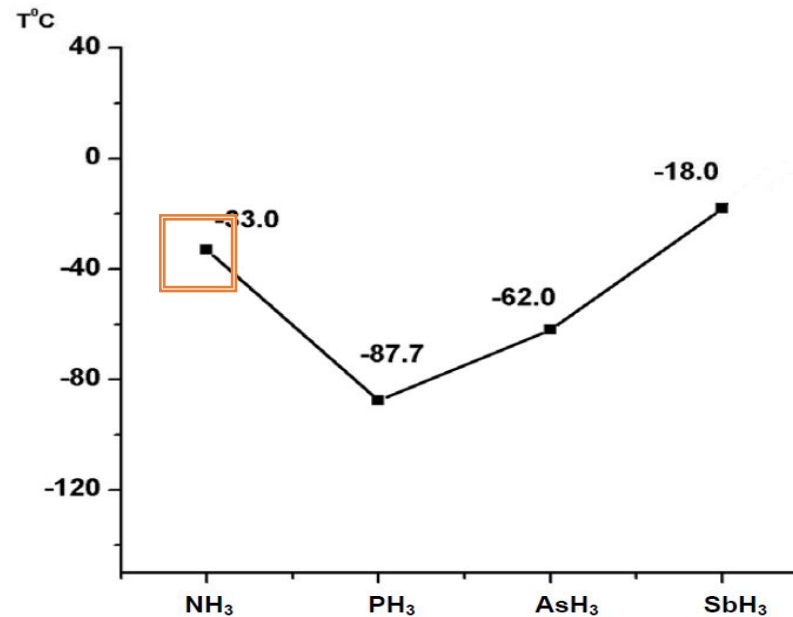
-3 PH_3 , Ca_3P_2

+3 H_3PO_3 , P_4O_6

+5 H_3PO_4 , P_4O_{10}

Свойства соединений элементов VIA-группы

Элемент	Окислительные свойства простого вещества	Водородные соединения ЭН ₃ Прочность связи E _{св.} , кДж/моль	Кислотные свойства Э ₂ O ₅ , HЭO ₃ (H ₃ ЭO ₄)
N	↑	380	$N_2 + 3H_2 \xrightleftharpoons{Fe,t,p} 2NH_3$
P	↑	323	$P + H_2 \nrightarrow$
As	↑	281	$As + H_2 \nrightarrow$



РАСПРОСТРАНЕННОСТЬ АЗОТА В ПРИРОДЕ

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

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

В атмосфере $\varphi(\text{N}_2) \approx 78\%$

Входит в состав белков, РНК и ДНК

Физические свойства азота

	$t_{\text{пл.}}$	$t_{\text{кип.}}$	$E_{\text{св, кДж/моль}}$
N₂	-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
 $\text{N}\equiv\text{N}$ (1 σ - и 2 π -связи)

При $t = 3000^\circ \text{C}$ степень диссоциации азота на атомы составляет 0,75 %

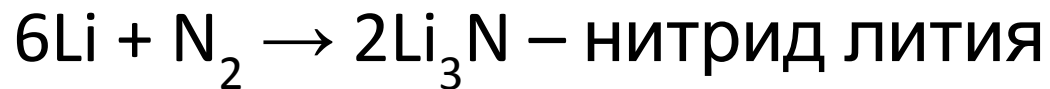
Не реагирует с кислотами и щелочами

Окислительные свойства

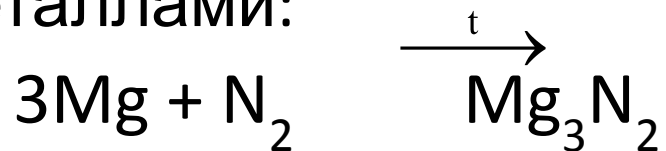
Азот проявляет окислительные свойства во всех реакциях, кроме реакций с O_2 и F_2

Взаимодействие с металлами

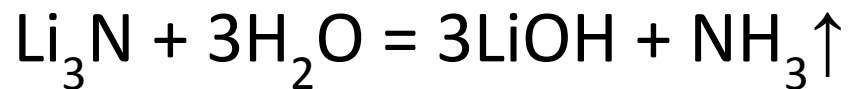
При комнатной температуре реагирует только с литием:



При нагревании реагирует с другими активными металлами:

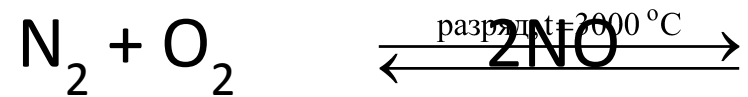


Нитриды металлов – твердые вещества, легко разлагаются водой:



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
$Q_{(\text{обр})}$, кДж/моль	46	-5	-66	-145
Устойчивость	← Прямым синтезом из элементов можно получить только аммиак			
$t_{\text{пл.}}$, °C	-78	-134	-117	-94
$t_{\text{кип.}}$, °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

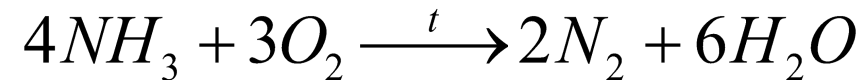
В отличие от HCl , при нагревании раствора аммиака до кипения NH_3 полностью улетучивается

Химические свойства аммиака

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



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



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

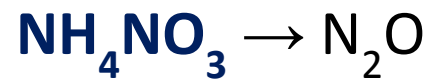
NH_4Cl – сублимируется при $350\text{ }^\circ\text{C}$

Сульфиды, карбонаты летучи

NH_4NO_3 – удобрение, входит в состав ВВ

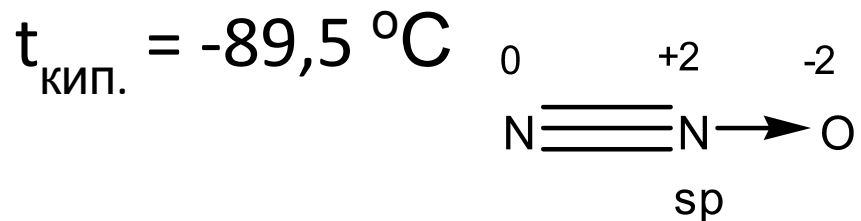
$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ – удобрение

Внутримолекулярное окисление-восстановление:



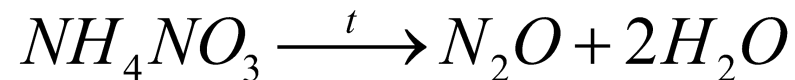
+1 N_2O «веселящий газ»

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



Молекула линейная

Получение



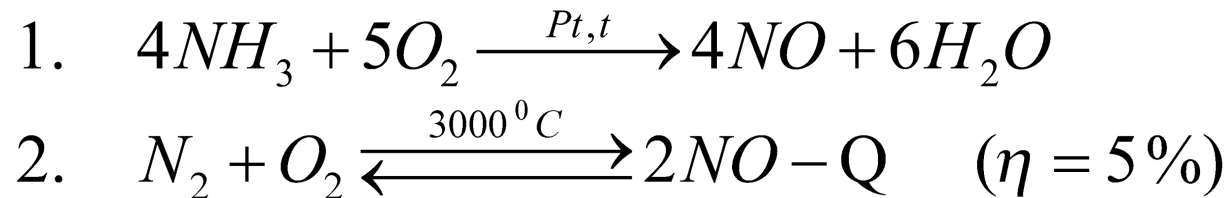
+2
NO оксид азота(II)

• N=O
свободный радикал

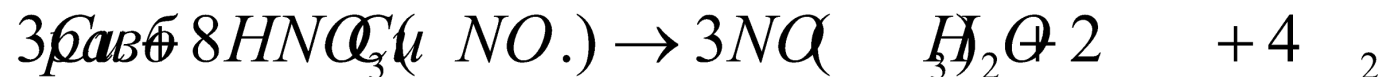
Бесцветный газ. $t_{\text{пл.}} = -164 \text{ }^\circ\text{C}$ $t_{\text{кип.}} = -152 \text{ }^\circ\text{C}$
Несолеобразующий оксид. Поддерживает
горение. При обычных условиях быстро
окисляется на воздухе:
 $2NO + O_2 \rightarrow 2NO_2$

Получение

В промышленности:

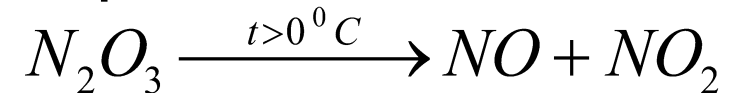


В лаборатории:

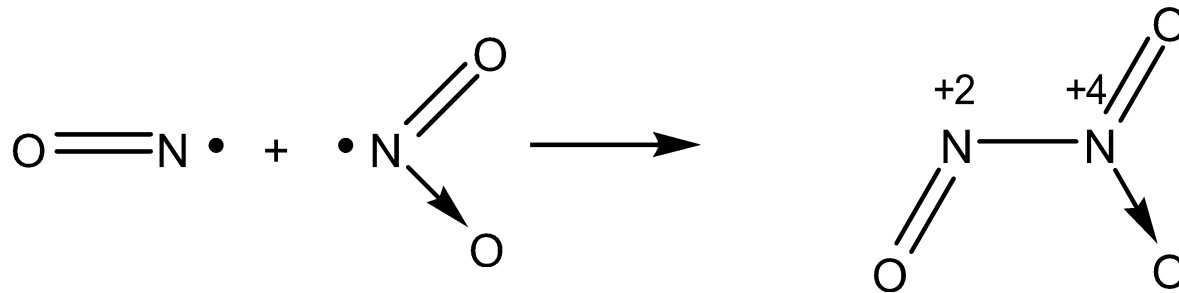


⁺³ N_2O_3 Азотистый ангидрид

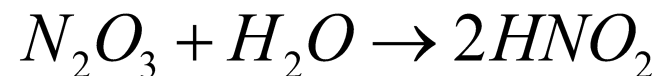
Красно-бурый газ, при $-30\text{ }^\circ\text{C}$ конденсируется в синюю жидкость. Четкой $t_{\text{кип.}}$ не имеет, при $-10\text{ }^\circ\text{C}$ начинает разлагаться на NO и NO_2



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

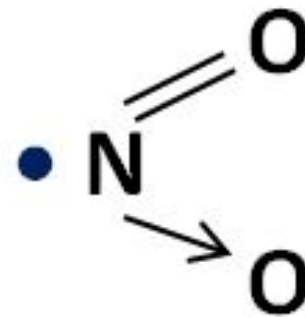


Кислотный оксид



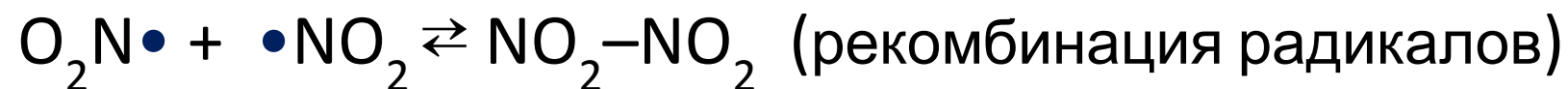
+4
 NO_2 оксид азота(IV)

Газ бурого цвета. «Лисий хвост»

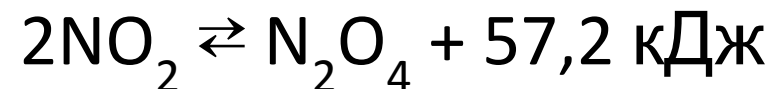




При +22 °С NO_2 конденсируется в бурюю жидкость, при -10 °С образуются бесцветные кристаллы димера N_2O_4

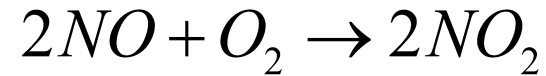


При температуре ниже 140 °С имеет место равновесие:



Получение NO₂

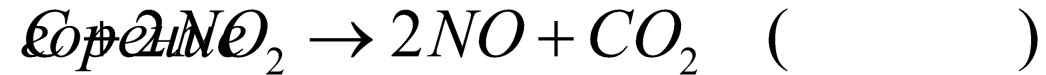
В промышленности:



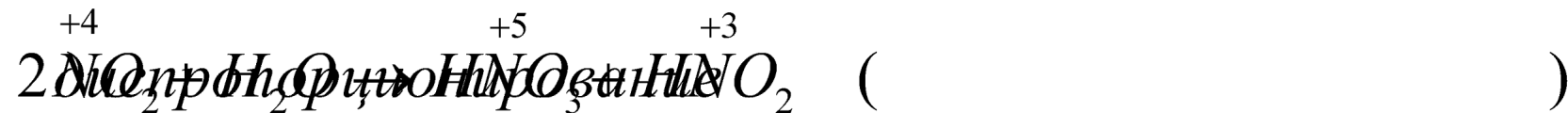
В лаборатории:



NO₂ является сильным окислителем,
поддерживает горение:

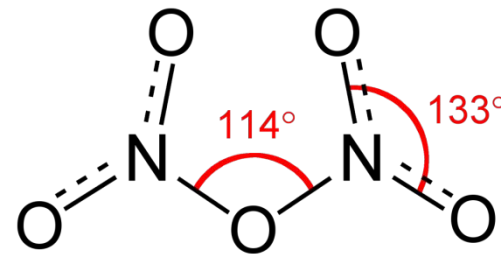
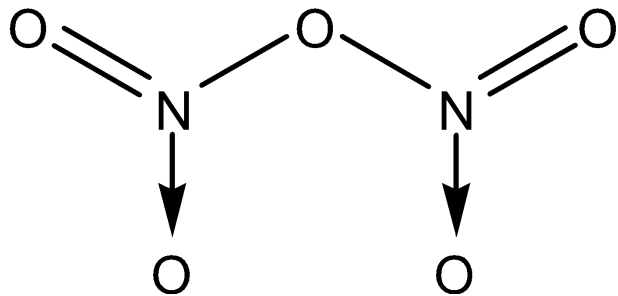
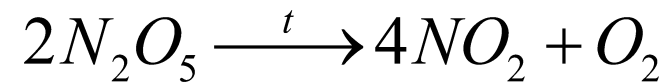


При взаимодействии с водой образует смесь
азотной и азотистой кислот (смешанный ангидрид):



+5
 N_2O_5 Оксид азота(V), азотный ангидрид

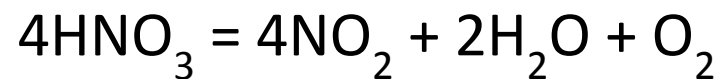
Бесцветное кристаллическое вещество.
Кислотный оксид. Очень неустойчив, при
нагревании разлагается со взрывом



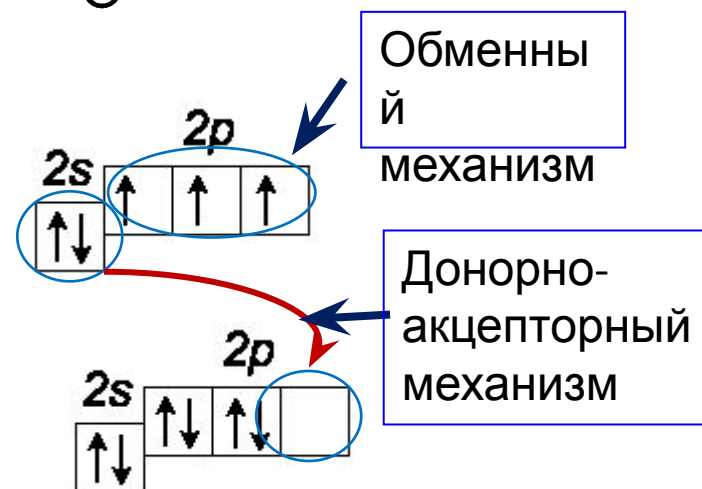
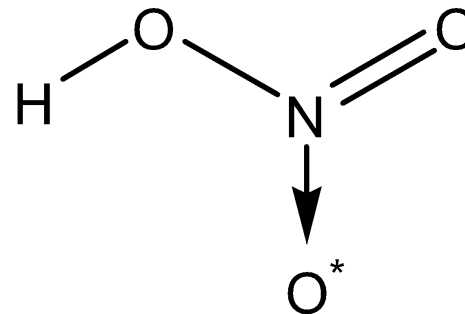
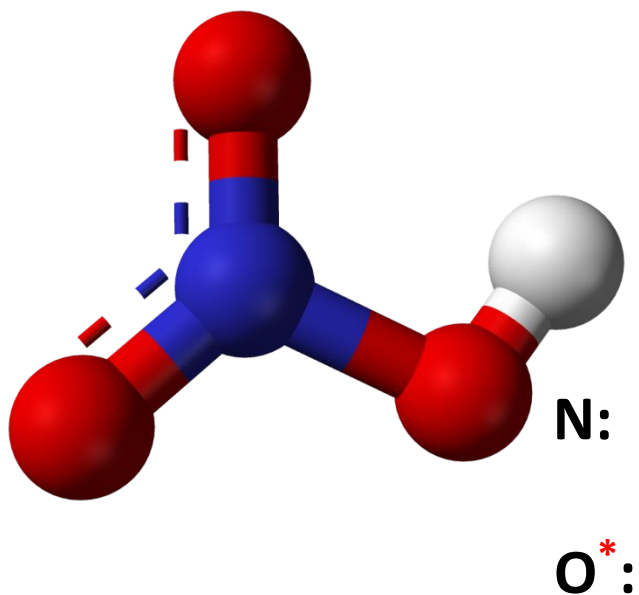
АЗОТНАЯ КИСЛОТА



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



Строение молекулы HNO_3



Валентность азота **IV**

Степень окисления азота **+5**

В каком состоянии гибридизации находится азот в HNO_3 ?

Физические свойства HNO_3

Вещество	ρ , г/см ³	$t_{\text{пл.}}$	$t_{\text{кип.}}$
HNO_3 , 100%-ная	1,52	-41	86
Азеотроп, 69,2 %	1,41		122

Продукты взаимодействия HNO_3 с металлами

HNO_3				
концентрированная			разбавленная	
НЕ действует: Fe, Al, Cr, Au и др., Ti (компактный)	Тяжелые металлы	Щелочные и щелочно- земельные	Щелочно- земельные Sn, Fe	Тяжелые металлы
	NO_2	N_2O	NH_4NO_3	NO

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:

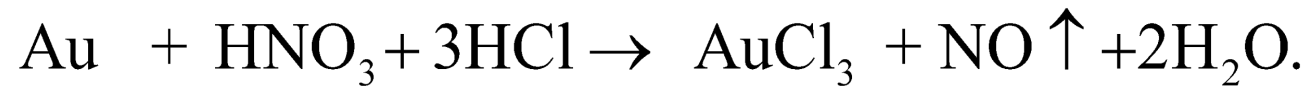


С разбавленной азотной кислотой Fe, Al и Cr реагируют без нагревания.

Царская водка

Смесь концентрированной азотной и соляной кислот называется *царской водкой*.

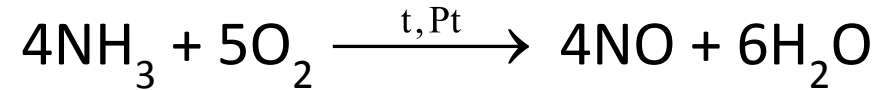
В ней растворяются золото и платина:



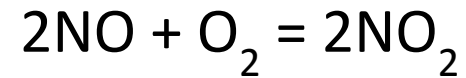
Получение HNO_3

Производство HNO_3 включает три стадии:

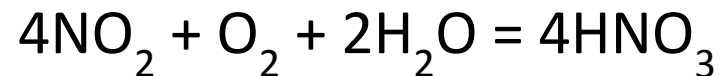
1. Каталитическое окисление аммиака до оксида азота(II):



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



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

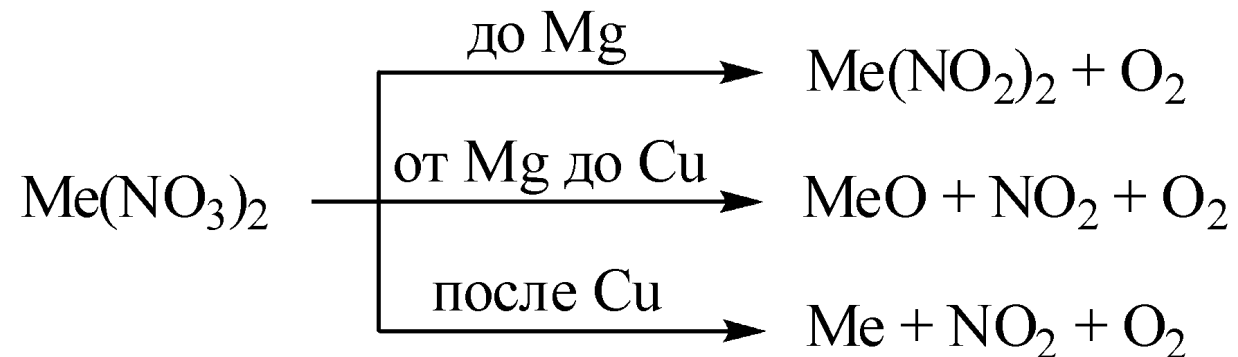


НИТРАТЫ

Нитраты щелочных, щелочноземельных металлов и аммония называются селитрами:

NaNO_3	чилийская
KNO_3	испанская
$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$	березовая
NH_4NO_3	селитра

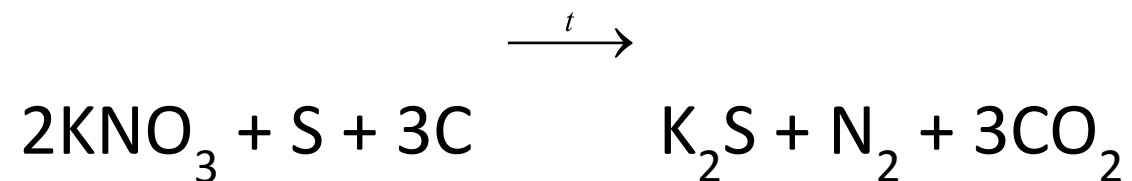
Термическое разложение нитратов



Окислительные свойства нитратов

Черный порох

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



ФОСФОР

Р	5
ФОСФОР	
30,973	5 8 2
$3s^2 3p^3$	

Фосфор природе встречается только в виде соединений

Основные соединения фосфора - фосфориты и апатиты, основной фосфорсодержащий компонент которых



Аллотропные модификации фосфора

Белый фосфор

Молекулярное строение

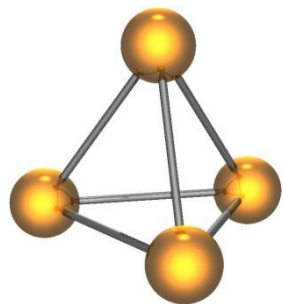
Цвет – желтовато-белый, светится в темноте

$$t_{\text{пл}} = 44^{\circ}\text{C}$$

$$\rho = 1,83 \text{ г/см}^3$$

$$t_{\text{воспл.}} = 50^{\circ}\text{C}$$

ЯДОВИТ!!!



Красный фосфор

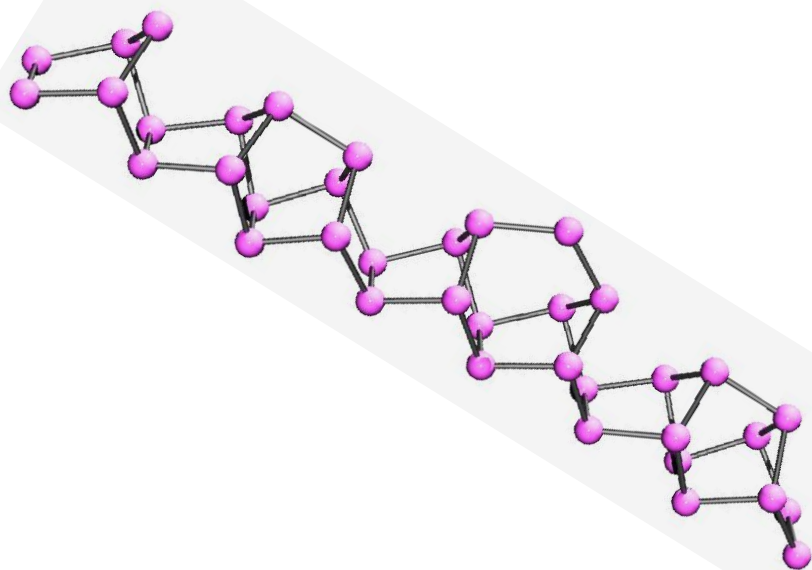
Полимерное строение

Цвет - от красно-бурого до фиолетового

$$t_{\text{пл}} \approx 590^{\circ}\text{C}$$

$$\rho = 2,4 \text{ г/см}^3$$

$$t_{\text{воспл.}} = 250^{\circ}\text{C}$$



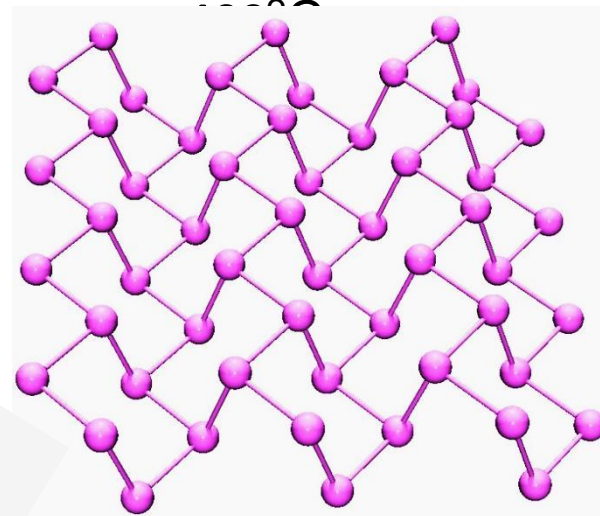
Черный фосфор

Полимерное строение

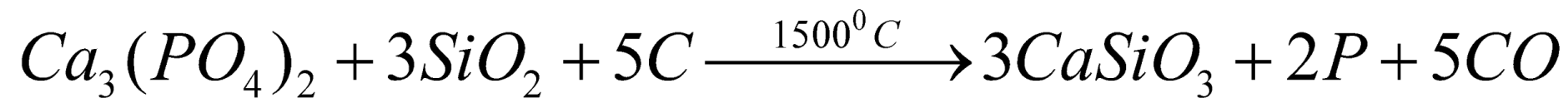
Цвет - черно-фиолетовый с металлическим блеском

$$t_{\text{пл}} \approx 610^{\circ}\text{C}$$

$$\rho = 2,7 \text{ г/см}^3$$



Получение фосфора



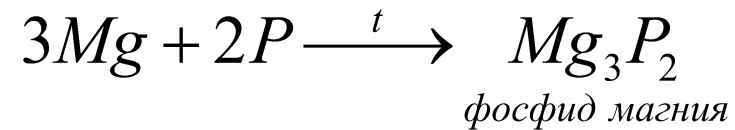
В пара́х существует только

P_4

Химические свойства фосфора

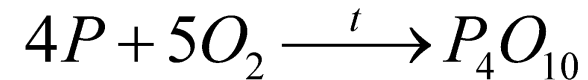
Окислительные свойства

При нагревании фосфор взаимодействует с активными металлами:

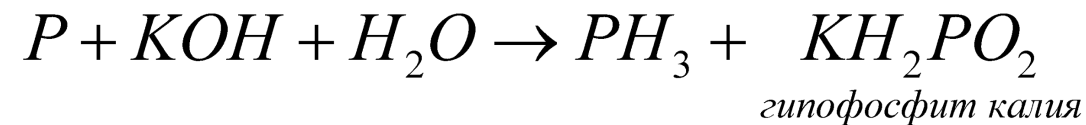


Восстановительные свойства

Окисляется кислородом: $4P + 3O_2 \xrightarrow{500^\circ C} P_4O_6$



Дипропорционирует со щелочами (**расставьте коэффициенты**):

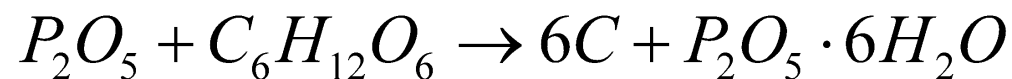
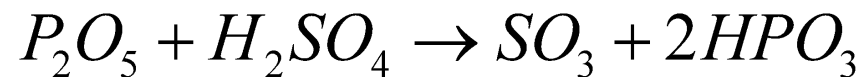


Оксид фосфора(V), фосфорный ангидрид P_2O_5 (P_4O_{10})

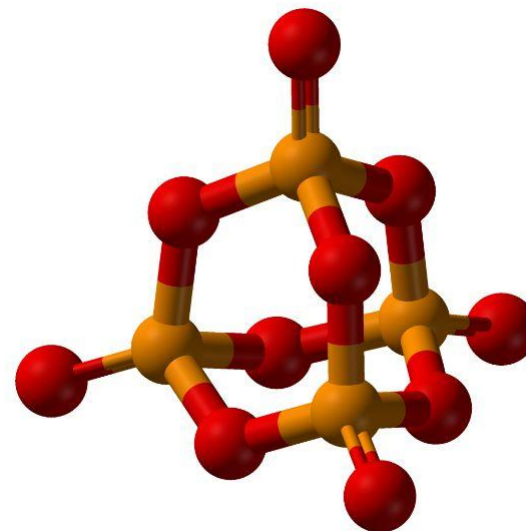
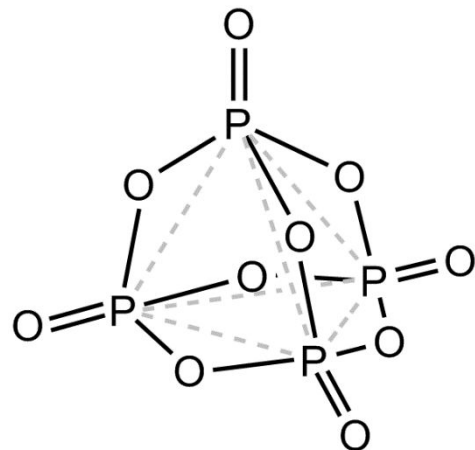
P_2O_5 - белое кристаллическое вещество ($t_{пл} > 300$ °C).

Расплавляется на воздухе. Кислотный оксид.

Одно из самых сильных водоотнимающих средств:

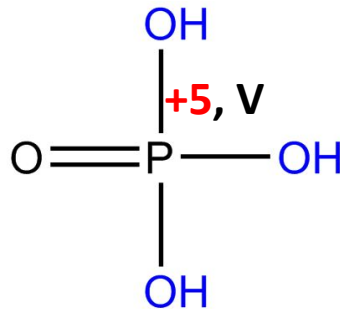


Строение молекулы P_4O_{10}



Ортофосфорная кислота H_3PO_4

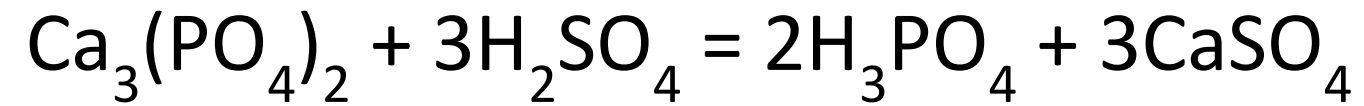
При растворении в воде P_2O_5 образует слабую трехосновную фосфорную кислоту (H_3PO_4 , $t_{\text{пл}} = 42\text{ }^\circ\text{C}$):



При нормальных условиях H_3PO_4 **твердое** вещество

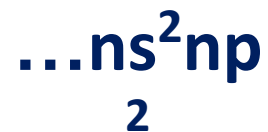
Получение фосфорной кислоты

В промышленности:



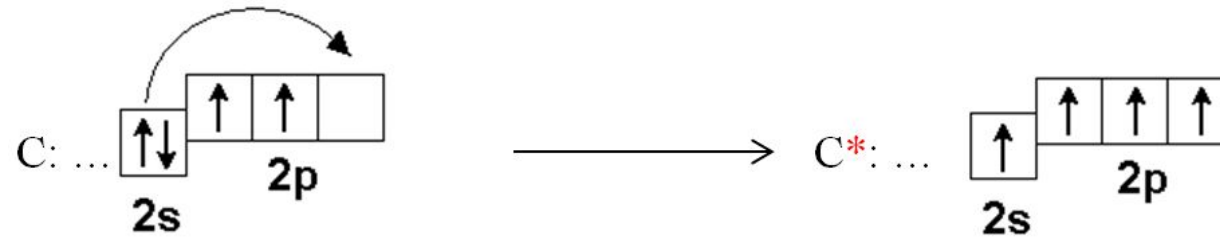
Неметаллы IVA-группы. Углерод, кремний

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



УГЛЕРОД

С



Валентность:

IV

CO₂



III

CO



Степень окисления:

0

в простых веществах

-4

CH₄

+2

CO

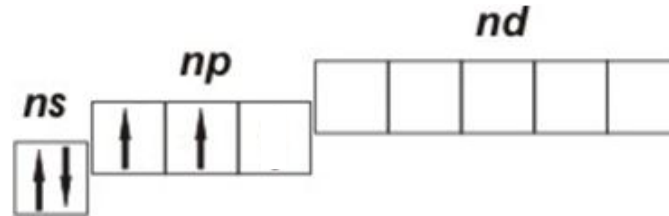
+4

CO₂, H₂CO₃

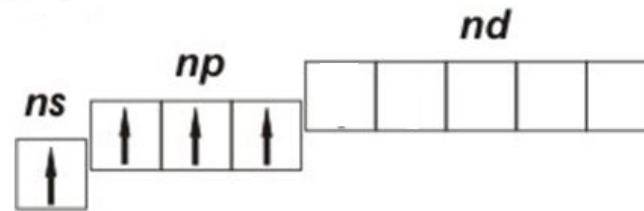
КРЕМНИЙ

Si

ОСНОВНОЕ СОСТОЯНИЕ



ВОЗБУЖДЕННОЕ СОСТОЯНИЕ



Валентность:

IV Si, SiH₄, SiO₂, H₂SiO₃

Степень окисления:

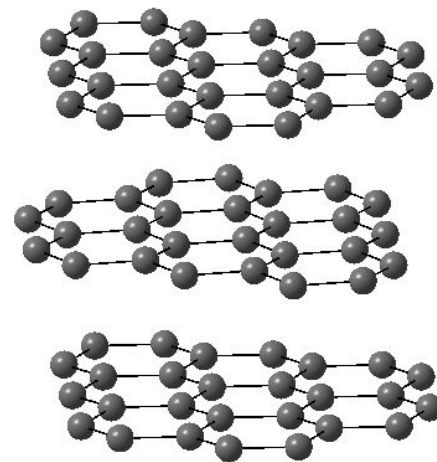
0 в простом веществе

-4 силициды металлов

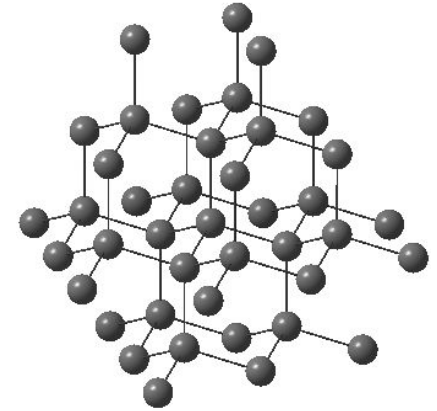
+4 SiH₄, SiO₂, H₂SiO₃, силикаты

Аллотропные модификации углерода

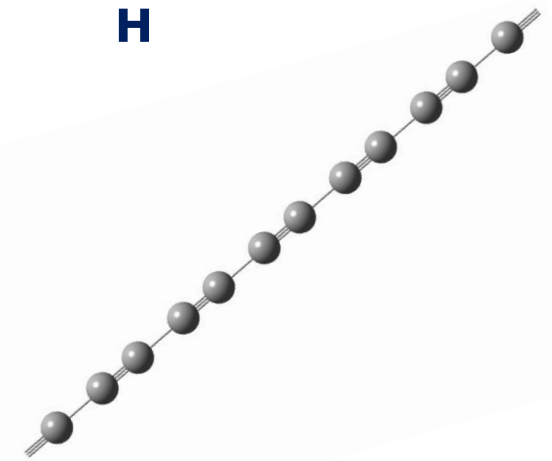
Графит



Алмаз



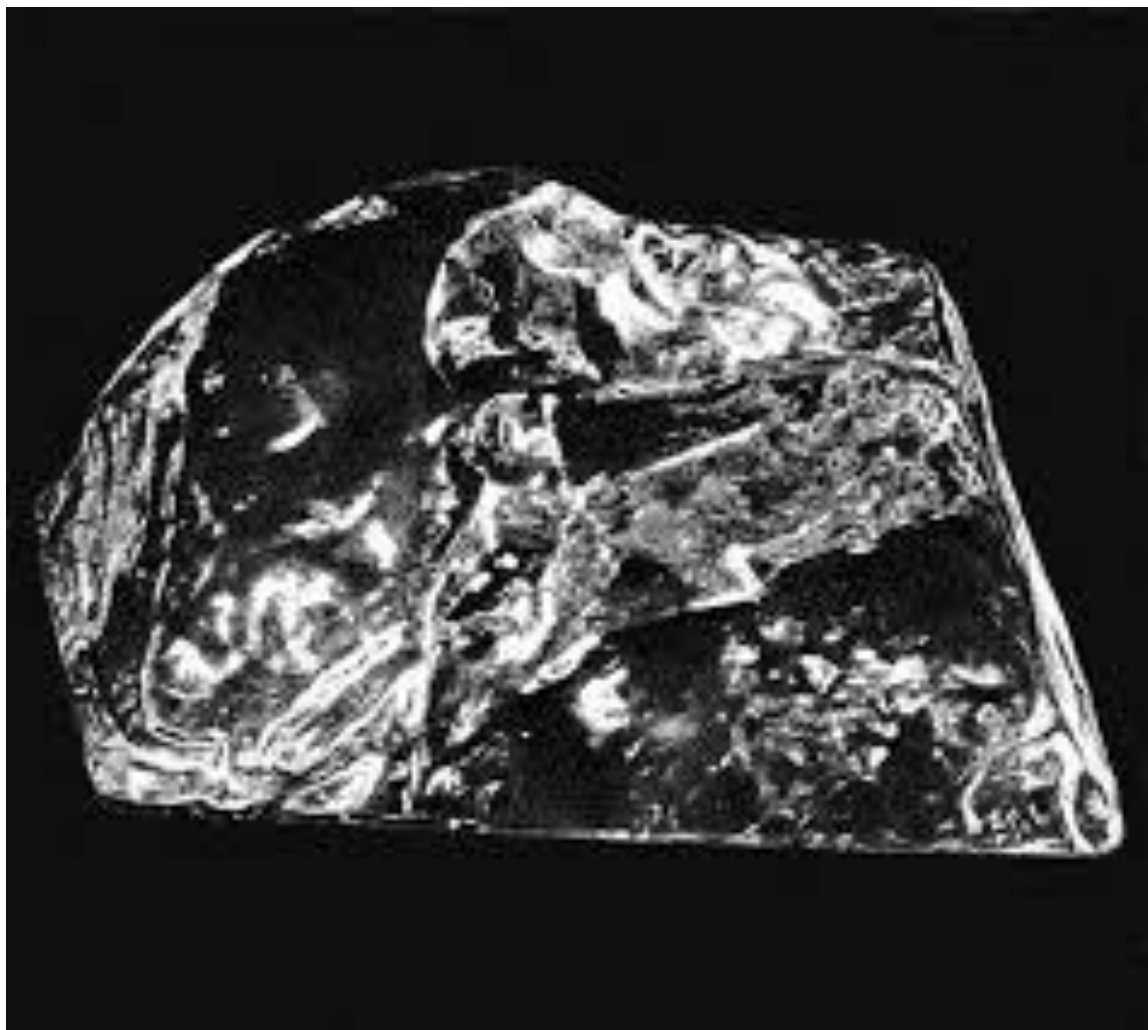
Карбин



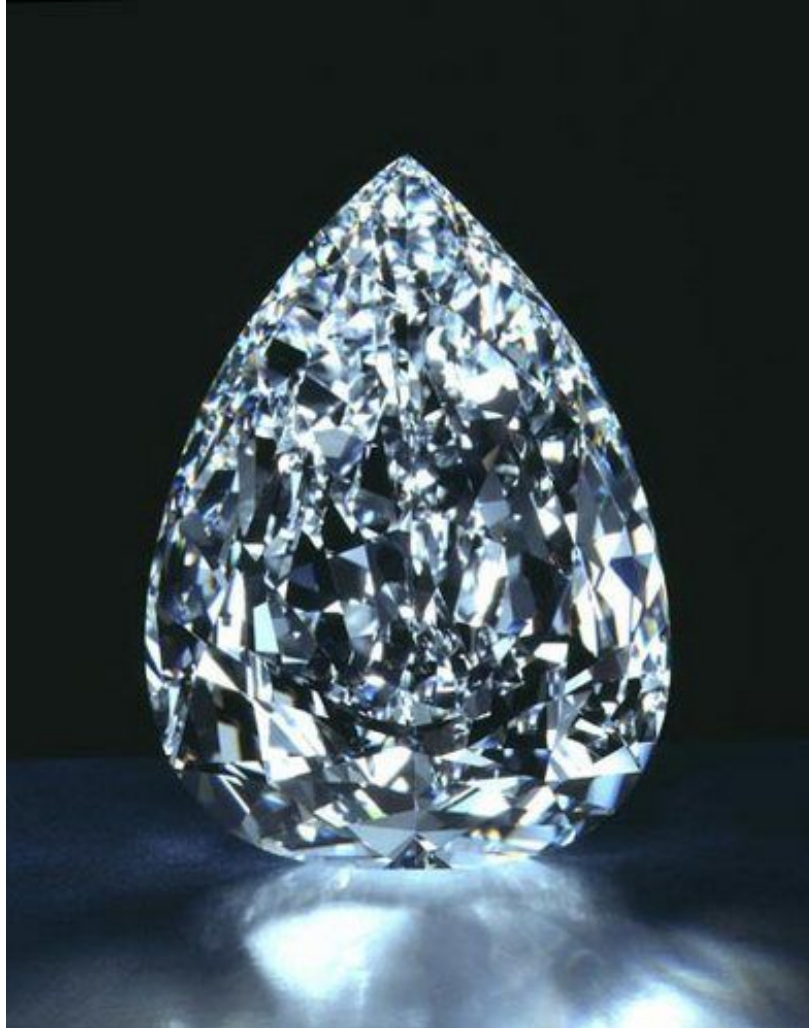
Бриллиант «Шах» (88,7 карата)



Алмаз «Куллинан» (3106 карат)

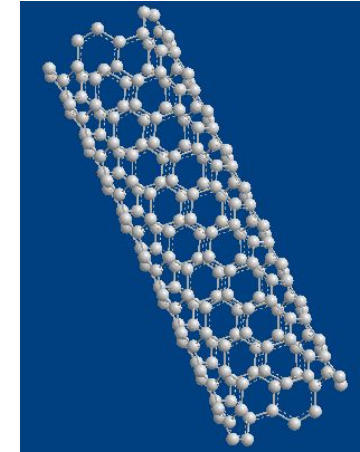
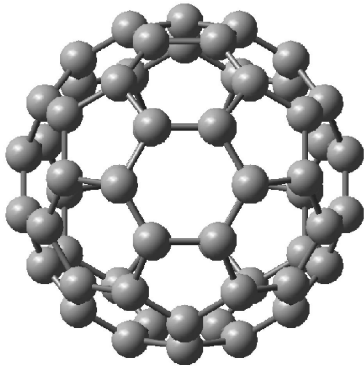


Большая звезда Африки (530,2 карат)



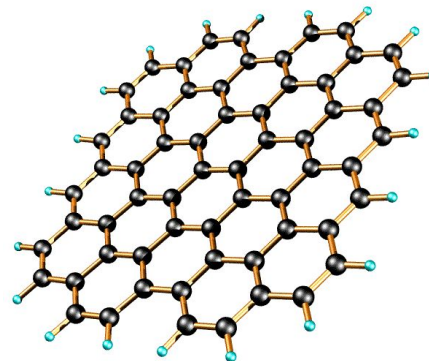
Аллотропные модификации углерода

Фуллерит



Раствор фуллерена C_{60} в
толуоле

Графен



Применение углерода

1. Алмаз

Драгоценные камни, режущие и абразивные материалы

2. Графит

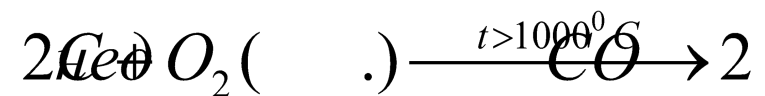
Карандаши, электроды, тигли для плавки металлов

3. Аморфный углерод

Краски (сажа), топливо (кокс), восстановитель для получения Fe, Cr, Si и др.

Оксид углерода(II), угарный газ CO

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



Атомы в молекуле связаны тройной связью. Молекула очень прочная

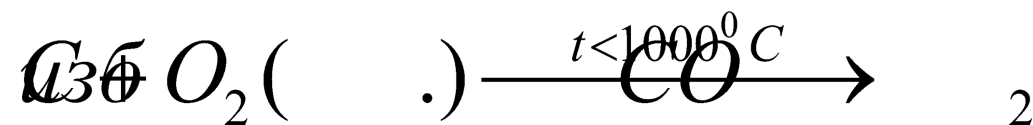


CO – несолеобразующий оксид

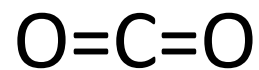
Оксид углерода(IV), углекислый газ

CO₂

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



Молекула линейная и неполярная:



Физические свойства CO₂

Содержание в воздухе – 0,03 об. %

В атмосфере Венеры – 95 %

Сжижается при 20 °С, 50 атм,
образуется «**сухой лед**»

$$t_{\text{субл.}} = -78 \text{ }^{\circ}\text{C}$$

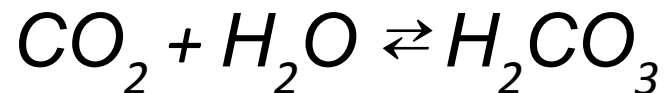


Растворимость – один объем CO₂ в одном объеме воды при комнатной температуре, 1 % этого количества образует угольную кислоту H₂CO₃

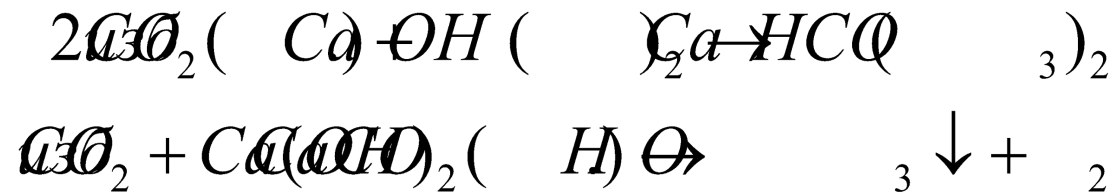
Химические свойства CO₂

Взаимодействует:

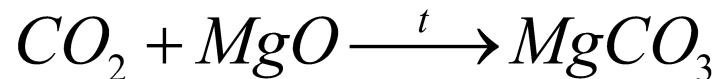
- **с водой**



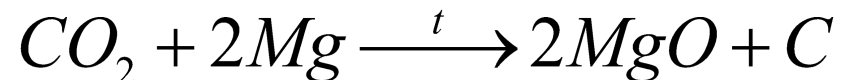
- растворами **щелочей** и твердыми щелочами



- **основными оксидами:**

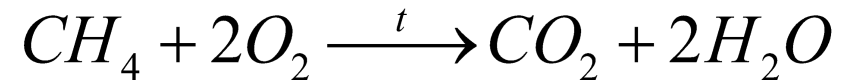


CO₂ не поддерживает горение, но предварительно зажженный **Mg** горит в атмосфере CO₂:

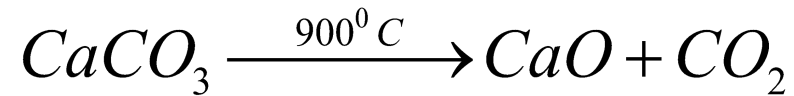


Получение CO_2

1. Сжигание угля и органических веществ:



2. Разложение известняка:



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



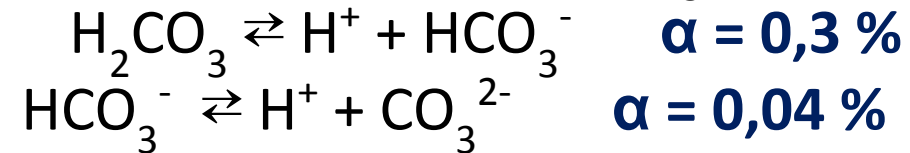
Вопрос:

Как удалить влагу из CO_2 ?

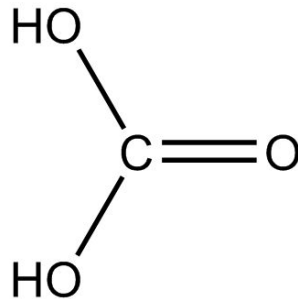
Угольная кислота H_2CO_3

CO_2 – кислотный оксид

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

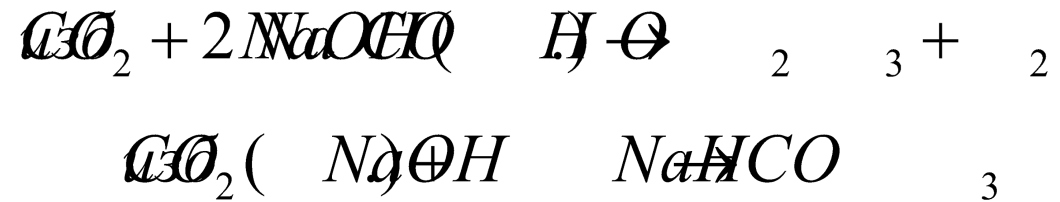


Слабая двухосновная кислота, слабее уксусной, сильнее кремниевой, существует только в разбавленном растворе

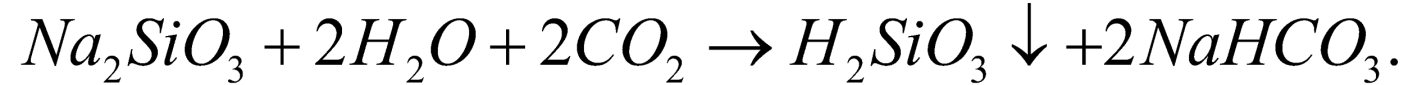


Химические свойства H_2CO_3

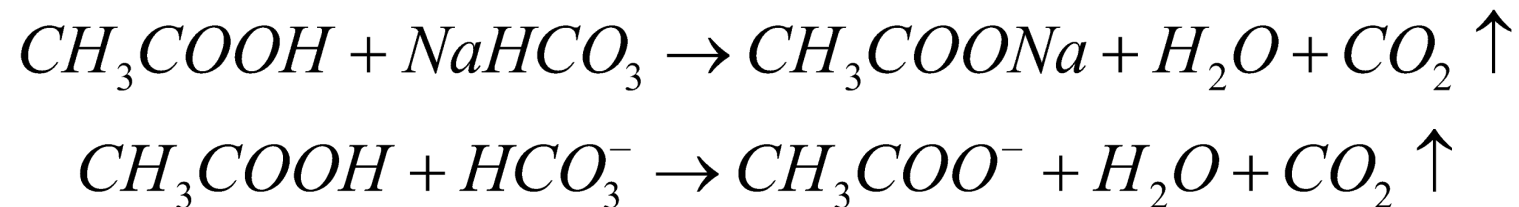
Со **щелочами** образует два типа солей – карбонаты и гидрокарбонаты:



Вытесняет кремниевую кислоту из растворов **силикатов**:



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



Что такое сода?

- Кальцинированная сода



- Кристаллическая сода



- Пищевая сода



- Каустическая сода



Жесткость воды

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

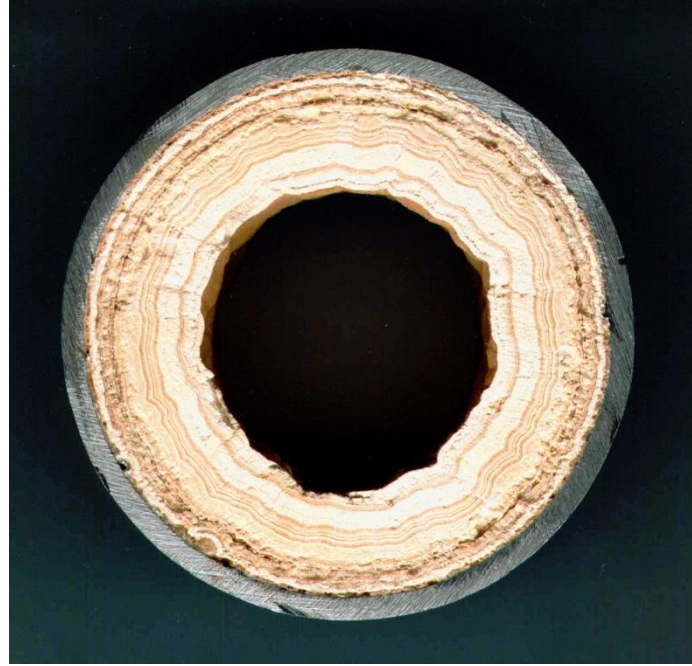
Временная жесткость:

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.

Накипь "или
известковый налет"

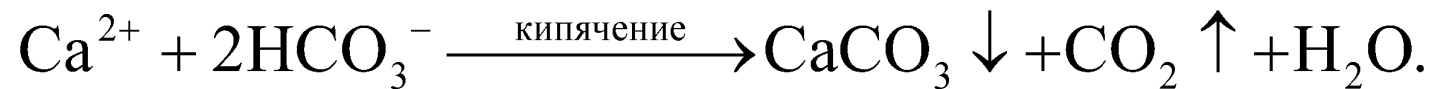
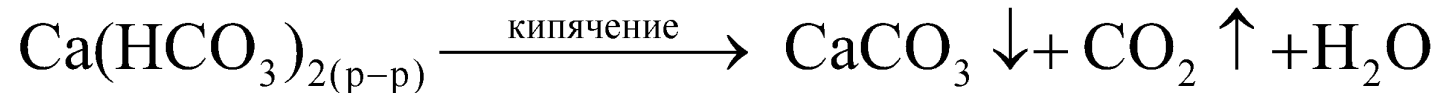


**Накип
ь**

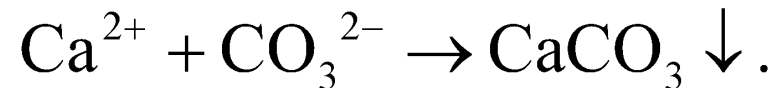
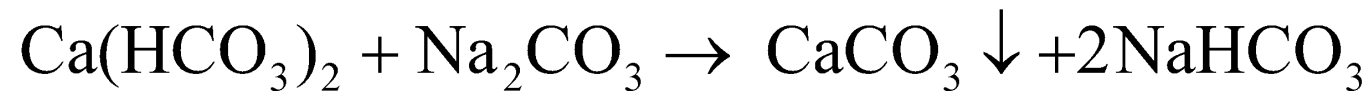
Устранение временной жесткости

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

А) Кипячение:



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



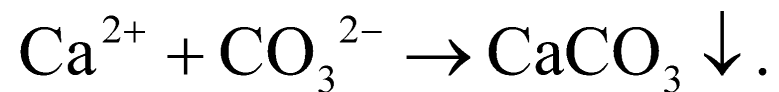
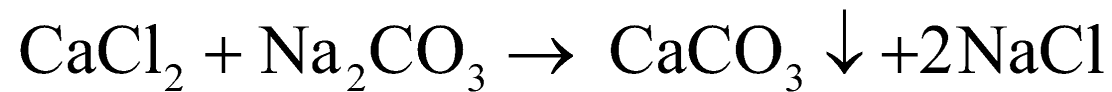
Постоянная (некарбонатная) жесткость

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

Способы устранения

Невозможно удалить кипячением.

Взаимодействие с содой (Na_2CO_3) или растворимыми фосфатами:

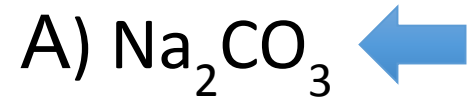


Жесткость воды

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 °С) можно, добавив в нее:



- 1) а, б; 2) а, г; 3) б, в; 4) б, г

Другие варианты

Понизить жесткость воды (20 °С) можно, добавив в нее:

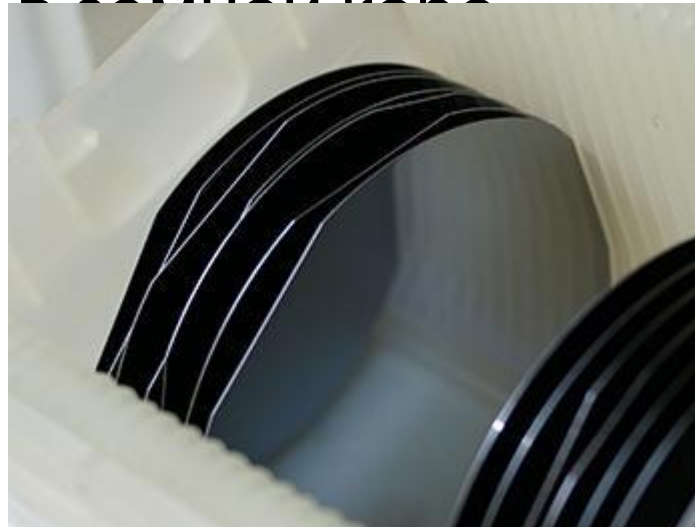


Кремний



Распространенность в природе

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.

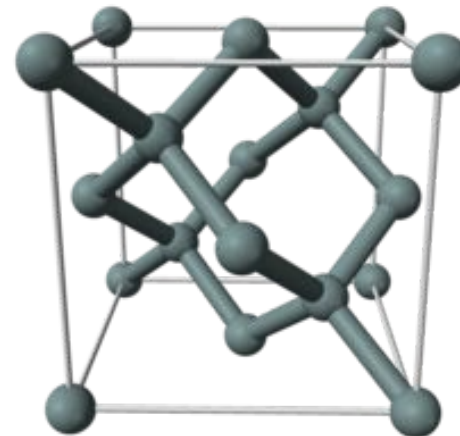
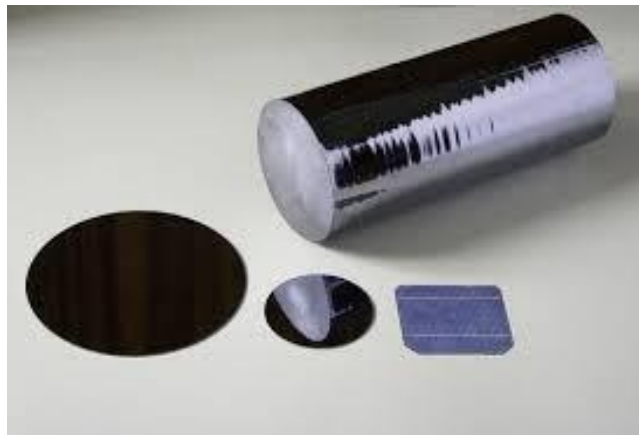
Атомная алмазоподобная кристаллическая структура.

$t_{\text{пл.}} = 1420 \text{ } ^\circ\text{C}$.

Атомы кремния не образуют кратных связей.

Не имеет аллотропных модификаций.

Si менее прочен, чем алмаз



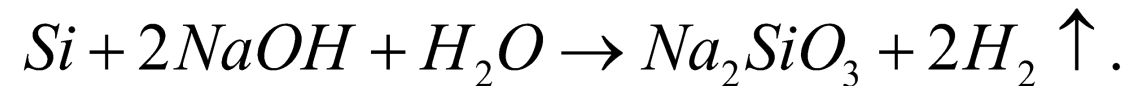
Химические свойства кремния

Растворяется в **плавиковой кислоте**:



НЕ реагирует с концентрированными HNO_3 и H_2SO_4 !

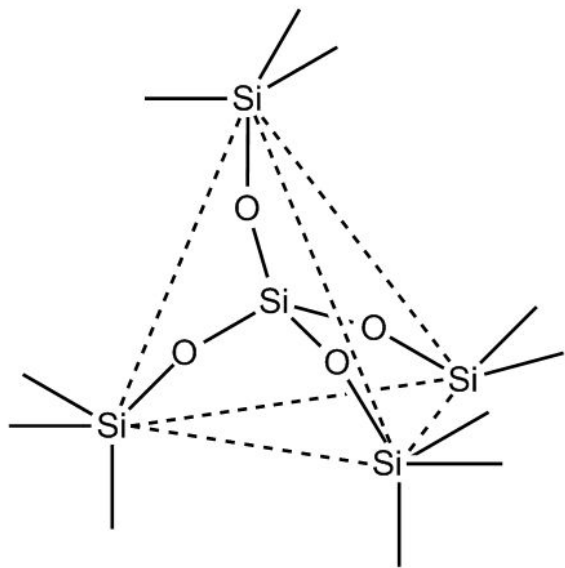
Растворяется в **щелочах** при нагревании:



Оксид кремния (IV), кремнезем, кварц

Белое кристаллическое тугоплавкое вещество, $t_{\text{пл.}} = 1713 \text{ }^\circ\text{C}$.

Атомная кристаллическая структура:

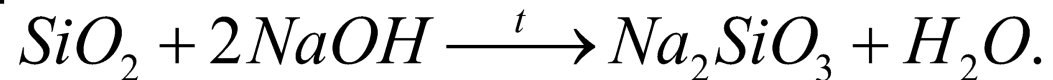


SiO_2 – кислотный оксид, ему соответствует кремниевая кислота H_2SiO_3 . **Не реагирует с водой!**

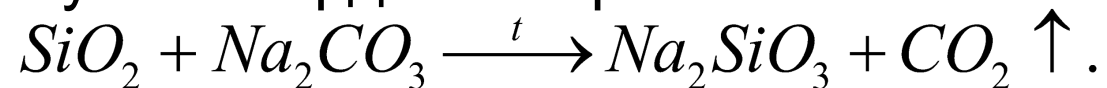


Химические свойства SiO₂

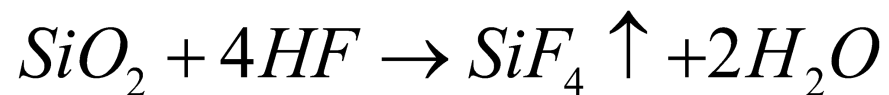
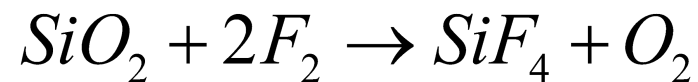
- Взаимодействует с концентрированными растворами щелочей и твердыми щелочами:



- Взаимодействует с твердыми карбонатами:



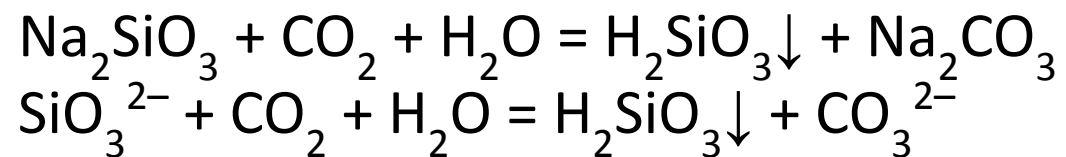
- Взаимодействует с F₂ и HF:



Кремниевая кислота H_2SiO_3

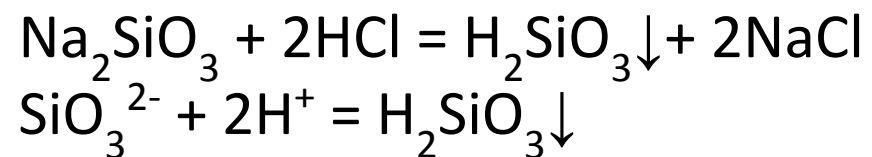
Твердое вещество, не растворяется в воде.

Слабая двухосновная кислота (слабее угольной):



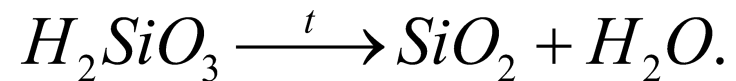
Получение

Выпадает в осадок при действии кислот на растворы силикатов:

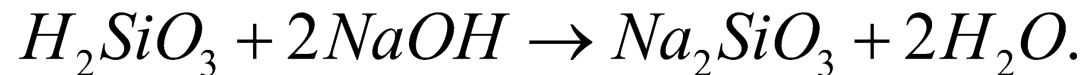


Химические свойства H_2SiO_3

Разлагается при нагревании, образуя силикагель:

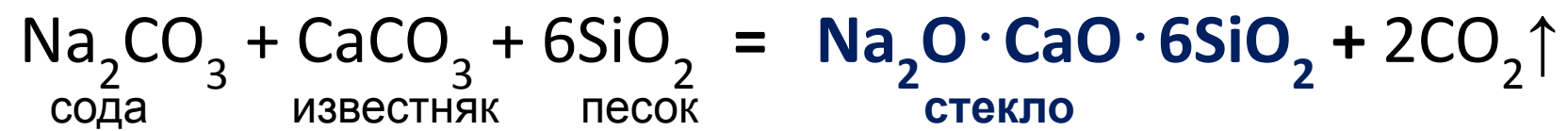


Реагирует со щелочами образуя силикаты:

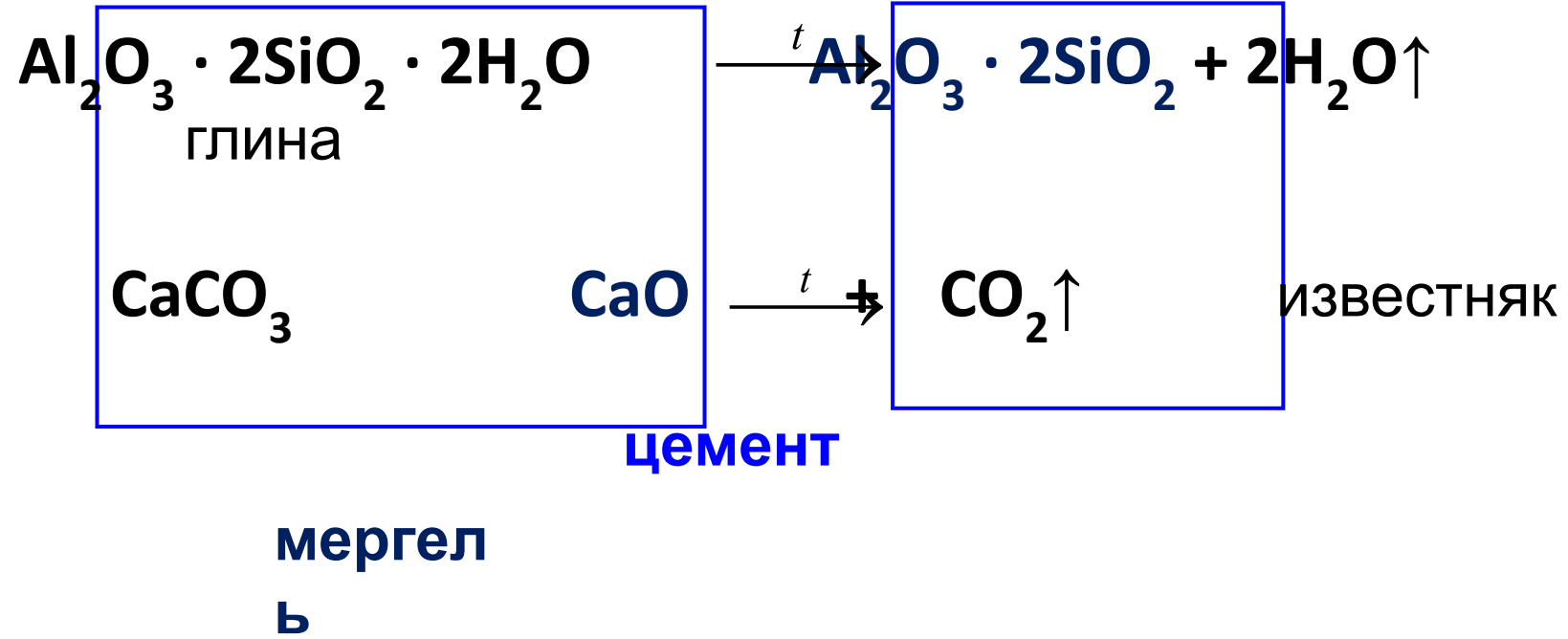


Растворимые силикаты (Na_2SiO_3 , K_2SiO_3) – жидкие стекла.

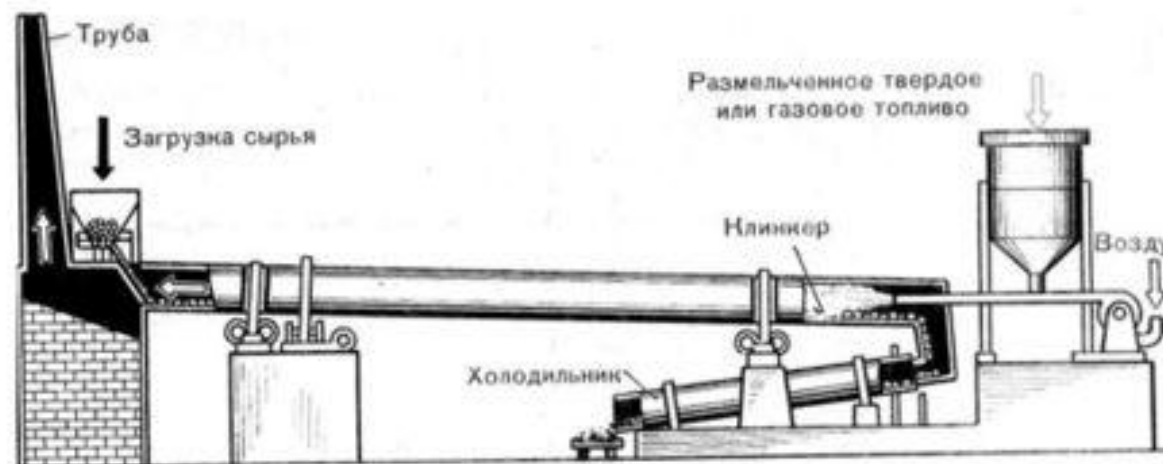
Стекло



Цемент



Цилиндрическая печь для обжига смеси при производстве цемента.



Домашнее задание

§ 44 – 46

Задание 5 к § 44

Задание 6 к § 45

Задание 7а к § 46