

***ГАОУ СПО «Казанский медицинский колледж»***

***Электронный дидактический материал  
информационного типа на тему:***

# Главная подгруппа IV группы

***Специальность: «Фармация»***

***Дисциплина: «Неорганическая химия»***

***Преподаватель: Шакурова Н.С.***

**2011 г.**

# Содержание ЭДМ

- **Введение**
- **Требования ГОС**
- **Цели занятия**
- **Содержание учебной дисциплины**
  - Общая характеристика элементов
  - Углерод, углерод в организме
  - Строение атома углерода
  - Строение и физические свойства аллотропов углерода
  - Строение кристаллической решетки алмаза
  - Свойства алмаза
  - Графит
  - Строение кристаллической решетки графита
  - Свойства графита
  - Аморфный углерод
  - Искусственные модификации углерода
  - Химические свойства углерода

- Кислородные соединения углерода
- Химические свойства карбонатов
- Получение карбонатов
- Качественная реакция на карбонаты
- Превращение карбонатов в природе
- Кремний и его соединения
- Нахождение в природе кремния
- Получение кремния
- Физические свойства кремния
- Химические свойства кремния
- Оксид кремния (IV)
- Силикаты
- Кремниевая кислота и ее соли
- Медико-биологическое значение углерода
- Медико-биологическое значение кремния

- **Термины и определения**
- **Литература**

# Введение

Электронный дидактический материал на тему: «Главная подгруппа IV группы» предназначен для проведения контроля знаний, практических умений и навыков, самостоятельной работы студентов медицинских училищ и колледжей СМОУ РТ и РФ.

Рекомендации по работе с ЭДМ

1. Ознакомьтесь с требованиями ГОС по данной теме
2. Изучите информационный материал занятия.
3. Выучите термины и определения.
4. Выполнить задания для закрепления знаний по учебнику Ерохин Ю.М. Сборник задач и упражнений - стр.-55 вопросы 1-12; упр.1-14.

# Требования ГОС

## к уровню подготовки специалистов в области химии для специальности «Фармация»

После изучения темы «Главная подгруппа IV группы» студент должен *знать*:

- характеристика элементов IV группы главной подгруппы по положению в периодической системе Д. И. Менделеева;
- физические и химические свойства углерода и кремния;
- соли угольной кислоты.

# Цели занятия

**Учебная:** добиться прочного усвоения системы знаний, сформировать умение объяснять факты на основе причинно-следственных связей, закономерностей.

**Развивающая:** формирование навыков самообразования, развитие речи, памяти, мышления, самореализации личности.

**Воспитательная:** формирование у студентов общечеловеческих ценностей; целостного миропонимания и современного научного мировоззрения.

# Общая характеристика элементов

Главную подгруппу IV группы образуют элементы

*углерод (C),  
кремний (Si),  
германий (Ge),  
олово (Sn),  
и свинец (Pb).*

III	IV	V
5 10,811 <b>B</b> БОР	6 12,011 <b>C</b> УГЛЕРОД	7 14,00674 <b>N</b> АЗОТ
13 26,981539 <b>Al</b> АЛЮМИНИЙ	14 28,0855 <b>Si</b> КРЕМНИЙ	15 30,973762 <b>P</b> ФОСФОР
21 44,955910 <b>Sc</b> СКАНДИЙ	22 47,88 <b>Ti</b> ТИТАН	23 50,9413 <b>V</b> ВАНАДИЙ
31 69,723 <b>Ga</b> ГАЛЛИЙ	32 72,61 <b>Ge</b> ГЕРМАНИЙ	33 74,92159 <b>As</b> АРСЕН
39 88,90585 <b>Y</b> ИТРИЙ	40 91,224 <b>Zr</b> ЦИРКОНИЙ	41 92,90638 <b>Nb</b> НИОБИЙ
49 114,82 <b>In</b> ИНДИЙ	50 118,710 <b>Sn</b> ОЛОВО	51 121,73 <b>Sb</b> СУРЬМА
57 138,9053 <b>La</b> ЛАНТАН	72 178,49 <b>Hf</b> ГАФНИЙ	73 180,9479 <b>Ta</b> ТАНТАЛ
81 204,3833 <b>Tl</b> ТАЛЛИЙ	82 207,2 <b>Pb</b> СВИНЕЦ	83 208,98007 <b>Bi</b> ВИСМУТ
89 227,0278 <b>Ac</b> АКТИНИЙ	104 261,11 <b>(Ku)</b> (КУРЧАТОВИЙ)	105 262,114 <b>(Ns)</b> (НАЛЬСБОРИЙ)

# Общая характеристика элементов

Электронная конфигурация внешнего электронного слоя атомов элементов этой подгруппы —  $ns^2np^2$ .

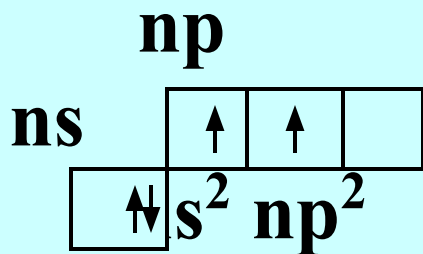
В основном (невозбужденном) состоянии на р-подуровне находятся два неспаренных электрона, которые обуславливают

**общую для всех элементов валентность, равную (II).**

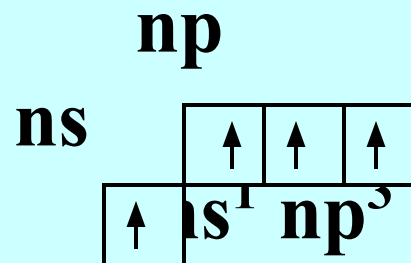


# Общая характеристика элементов

При переходе атомов в возбужденное состояние число неспаренных электронов увеличивается до четырех, поэтому еще одна **характерная валентность равна IV.**



**V=II**



**V=IV**



# Общая характеристика элементов

III	IV	V
5 10,811 2,01 0,025 <b>B</b> БОР	6 12,011 2,50 0,062 <b>C</b> УГЛЕРОД	7 14,0067 3,07 0,048 <b>N</b> АЗОТ
13 26,981539 1,47 0,132 <b>Al</b> АЛЮМИНИЙ	14 28,0855 1,74 0,107 <b>Si</b> КРЕМНИЙ	15 30,973762 2,10 0,099 <b>P</b> ФОСФОР
21 44,955910 1,79 0,181 <b>Sc</b> СКАНДИЙ	22 47,88 1,23 0,146 <b>Ti</b> ТИТАН	23 50,9413 1,45 0,177 <b>V</b> ВАНАДИЙ
31 69,723 1,87 0,156 <b>Ga</b> ГАЛЛИЙ	32 72,61 2,02 0,169 <b>Ge</b> ГЕРМАНИЙ	33 74,92159 1,79 0,166 <b>As</b> МИСЬЯК
39 88,90585 1,11 0,170 <b>Y</b> ИТРИЙ	40 91,224 1,22 0,189 <b>Zr</b> ЦИРКОНИЙ	41 92,90638 1,25 0,159 <b>Nb</b> НИОБИЙ
49 114,82 1,49 0,134 <b>In</b> ИНДИЙ	50 118,710 1,72 0,124 <b>Sn</b> ОЛОВО	51 121,75 1,83 0,119 <b>Sb</b> СУРЬМА
57 138,9053 1,08 0,182 <b>La</b> ЛАНТАН	72 178,49 1,23 0,148 <b>Hf</b> ГАФНИЙ	73 180,9479 1,24 0,141 <b>Ta</b> ТАНТАЛ
81 204,3833 1,44 0,132 <b>Tl</b> ТАЛЛИЙ	82 207,2 1,88 0,122 <b>Pb</b> СВИНЕЦ	83 208,9804 1,87 0,150 <b>Bi</b> ВИСМУТ
89 227,0279 1,29 0,189 <b>Ac</b> АКТИНИЙ	104 261,11 <b>(Ku)</b> КУРСАТОВИЙ	108 262,114 <b>(Ns)</b> НИЛЬСБОРИЙ

Все элементы главной подгруппы IV группы относятся к семейству р-элементов, но только два из них **являются неметаллами** — **углерод и кремний**, а остальные проявляют свойства металлов, усиливающиеся от германия к свинцу.

# Общая характеристика элементов

Элемент	Радиус атома, нм	Характерные степени окисления
${}_6\text{C}$	0,077	-4,+2,+4
${}_{14}\text{Si}$	0,117	-4,+2,+4
${}_{32}\text{Ge}$	0,122	+2,+4
${}_{50}\text{Sn}$	0,158	+2,+4
${}_{82}\text{Pb}$	0,175	+2,+4

**В главной подгруппе IV группы особенно резко проявляется общая закономерность усиления металлических свойств по мере роста атомного радиуса. При переходе от углерода к кремнию скачкообразно уменьшается электроотрицательность, и в некоторых свойствах кремния присутствуют признаки металличности.**

# Общая характеристика элементов

Элементы главной подгруппы IV группы образуют высшие оксиды типа  $RO_2$

$RO$ :  $CO$        $SiO$                        $GeO$     $SnO$     $PbO$

несолеобразующие  
оксиды

амфотерные оксиды  
с преобладанием основных свойств

и низшие оксиды типа  $RO$

$RO_2$ :  $CO_2$        $SiO_2$                        $GeO_2$     $SnO_2$     $PbO_2$

кислотные  
оксиды

амфотерные оксиды  
с преобладанием кислотных свойств

# Углерод

**Свободный углерод** — одно из первых простых веществ, с которыми познакомился человек. В виде угля и алмазов он известен человечеству с незапамятных времен, но термин «углерод» появился только во второй половине XVIII в.

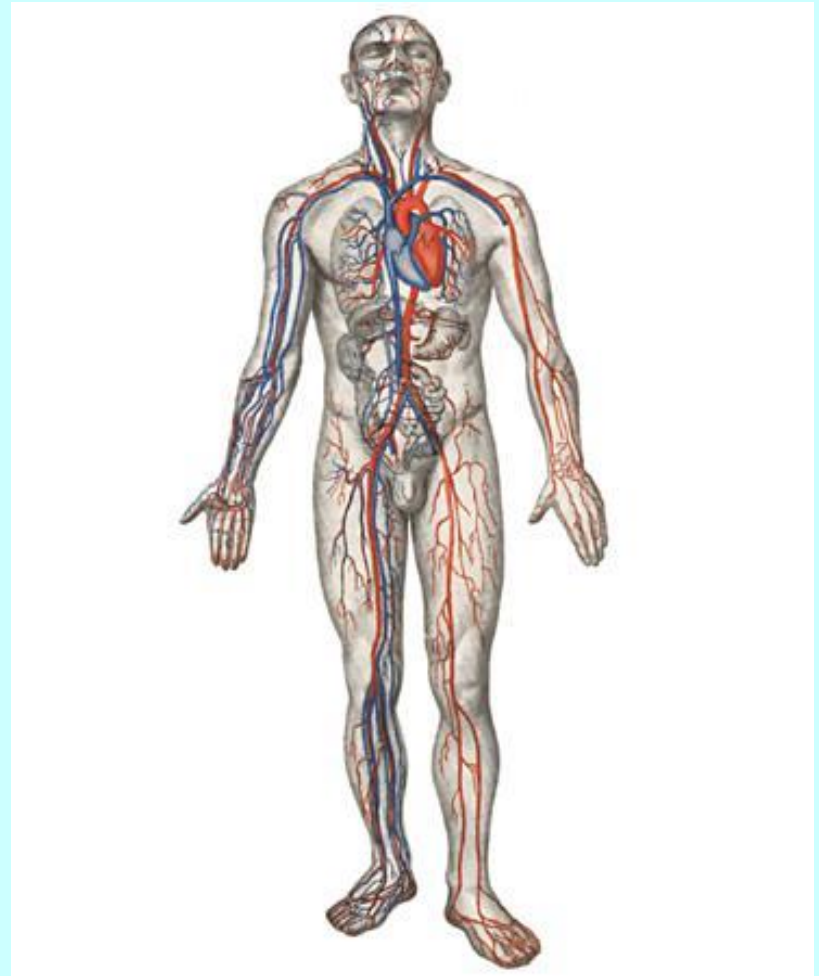


# Углерод в организме

**Углерод входит в состав органических веществ в растительных и живых организмах, в состав ДНК. Содержится:**

**в мышечной ткани – 67%,  
костной ткани – 36% и  
крови человека**

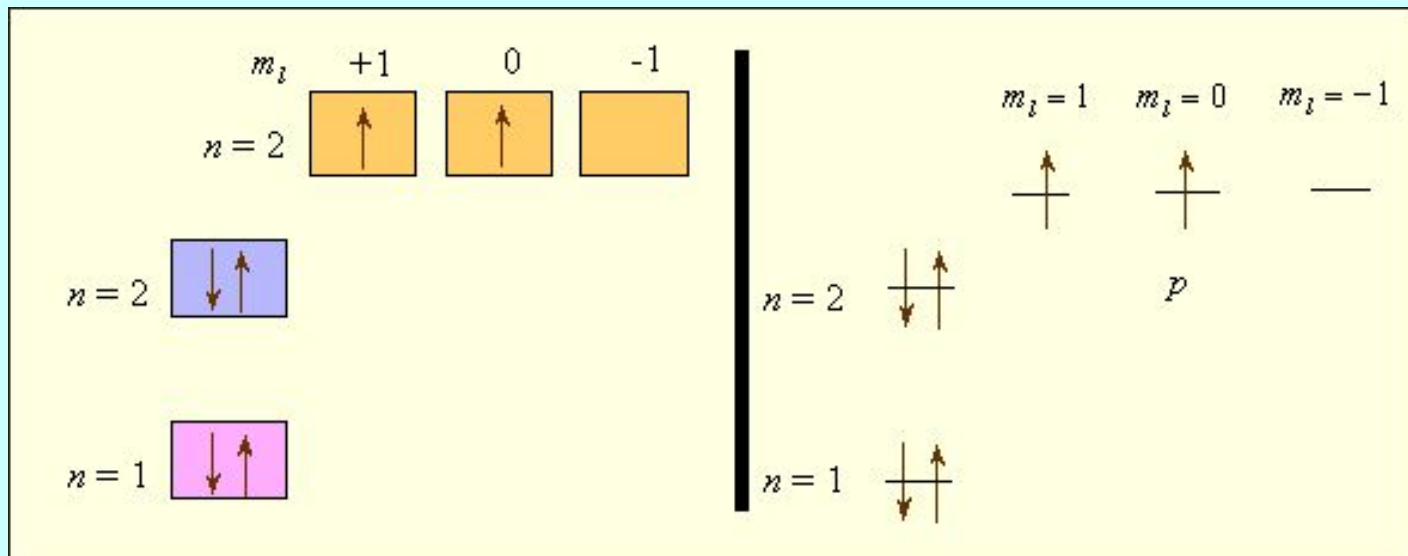
**(в человеческом организме  
массой 70 кг в среднем  
содержится 16 кг связанного  
углерода).**



# Строение атома углерода

Электронная формула атома углерода —  
 $1s^2 2s^2 2p^2$ .

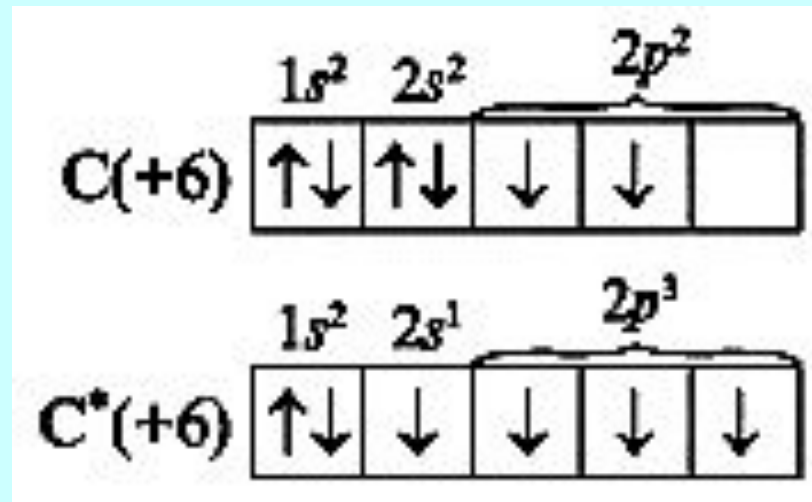
Электронно-графическая формула внешнего  
слоя:



# Строение атома углерода

Возможные валентности: **II, IV.**

Возможные степени окисления: **-4, 0, +2, +4.**



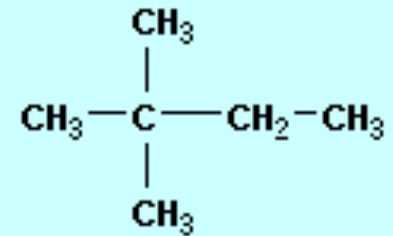
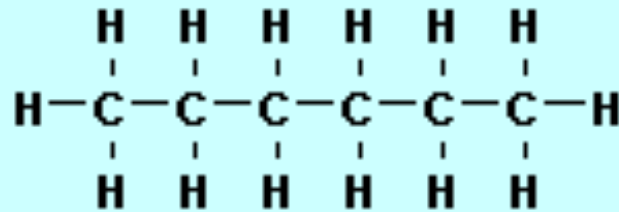
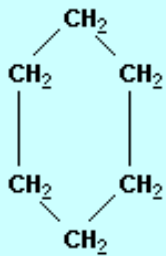
# Строение и физические свойства аллотропов углерода

В свободном виде углерод встречается в нескольких аллотропных модификациях – алмаз, графит, карбин, крайне редко фуллерены. В лабораториях также были синтезированы многие другие модификации: новые фуллерены, нанотрубки, наночастицы и др.

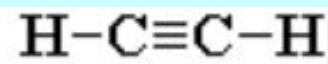
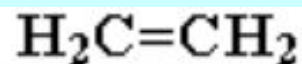


# Строение и физические свойства аллотропов углерода

Отличительной особенностью углерода является способность его атомов соединяться друг с другом с образованием *углерод-углеродных цепей*: линейных, разветвленных и циклических:



Наряду с обычными одинарными связями, между атомами углерода образуются также *двойные и тройные связи*:



# Строение и физические свойства аллотропов углерода

*Алмаз* — очень твердое  
прозрачное  
кристаллическое  
вещество. Уникальные  
ювелирные свойства  
алмаза во многом  
определяются высоким  
показателем  
преломления света.  
Должным образом  
отшлифованные  
прозрачные алмазы  
называются

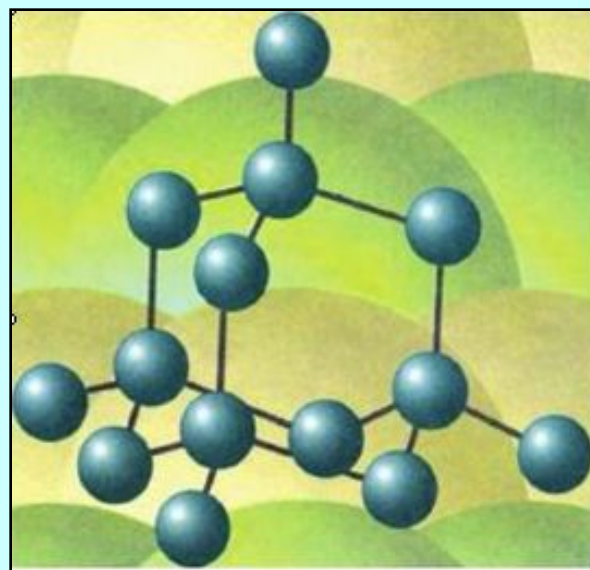
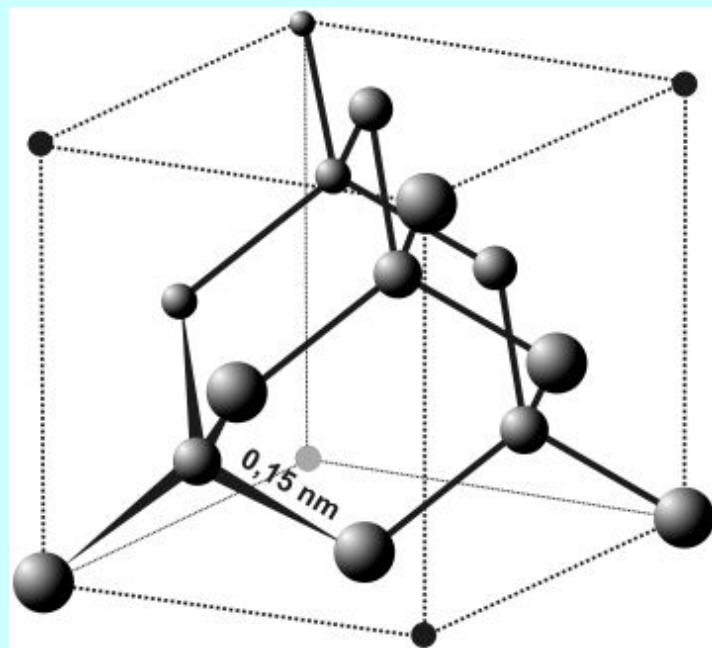


# Строение кристаллической решетки алмаза

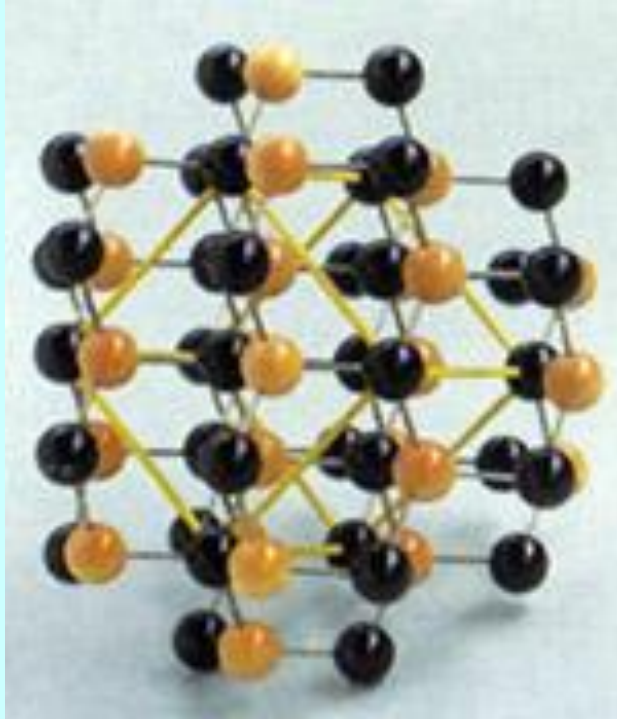
**Твердость алмаза объясняется строением его кристаллической решетки.**

**В кристалле алмаза каждый атом углерода окружен четырьмя такими же атомами и связан с ними прочными ковалентными связями. Расстояние между всеми атомами углерода одинаковое.**

**Кристаллическая решетка имеет тетраэдрическое строение.**



# Свойства алмаза



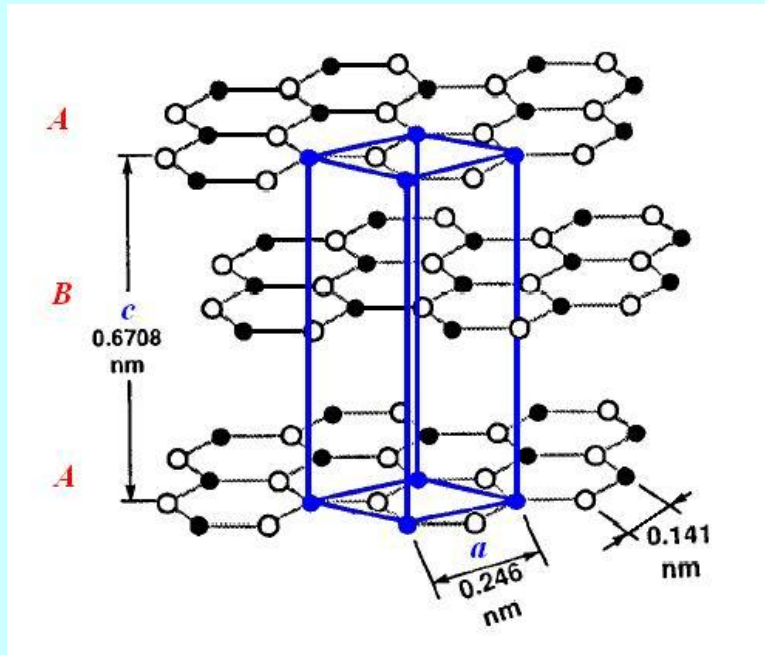
**Непрерывная трехмерная сетка ковалентных связей, которая характеризуется большой прочностью, определяет многие свойства алмаза, так то плохая тепло- и электропроводимость, а также химическая инертность.**

# Графит



**Графит** – устойчивая при нормальных условиях аллотропная модификация углерода, **имеет серо-черный цвет и металлический блеск**, кажется жирным на ощупь, очень мягок и оставляет черные следы на бумаге.

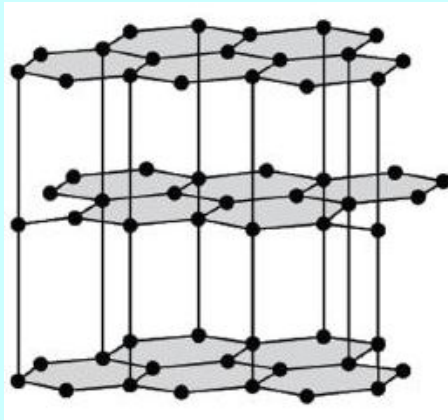
# Строение кристаллической решетки графита



**В плоскости  
одного слоя  
атомы углерода  
связаны между  
собой  
прочными  
ковалентными  
связями и  
образуют  
шестиугольные  
кольца.**



# Строение кристаллической решетки графита



**Отдельные слои графита,  
составленные из  
нечного  
множества колец, связаны  
друг с другом сравнительно  
слабо.**

**Расстояние между слоями в кристалле  
графита больше расстояния между  
соседними атомами в одной плоскости в  
2,5 раза.**

## Свойства графита

**Графит** характеризуется меньшей плотностью и твердостью, а также графит может расщепляться на тонкие чешуйки. Чешуйки легко прилипают к бумаге – вот почему из графита делают грифели карандашей.



**В пределах шестиугольников возникает склонность к металлизации, что объясняет хорошую тепло - и электропроводность графита, а также его металлический блеск.**



# Аморфный углерод

К аллотропным модификациям углерода можно отнести и так называемый *аморфный углерод*, важнейшими представителями которого являются *сажа*, *кокс и древесный уголь*. Из древесного угля путем его обработки перегретым паром при высокой температуре получают *активированный уголь*.



# Искусственные модификации углерода

## Карбин

Искусственно получают еще одну аллотропную модификацию углерода — **карбин**. Это порошок черного цвета с вкраплениями более крупных частиц. В карбине атомы углерода соединяются друг с другом в длинные линейные цепи двух типов: с чередованием тройных и одинарных связей  $\dots - C \equiv C - C \equiv C - C \equiv C - \dots$  и с непрерывной системой двойных связей



# **Искусственные модификации углерода**

## **Карбин**

**В последние годы небольшие количества  
карбина обнаружены в природе.**

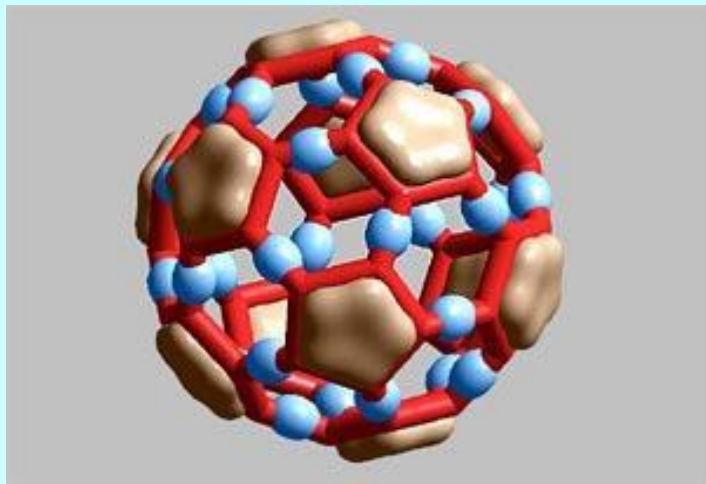


**Метеорит  
содержащий  
вкрапления карбина**

# Искусственные модификации углерода

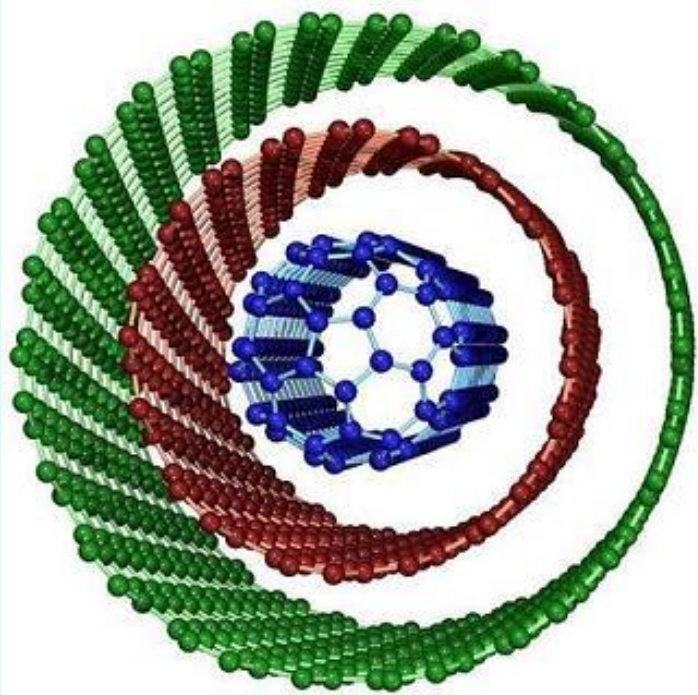
***Фуллерены*** – класс

**химических соединений, молекулы которых состоят только из углерода, число атомов которого четно, от 32 и более 500, они представляют по структуре выпуклые многогранники, построенные из правильных пяти- и шестиугольников.**



Модель  
фуллерена

# Искусственные модификации углерода



Модель углеродной многостенной нанотрубки

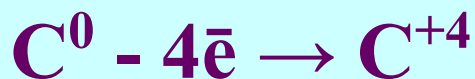
Copyrighted by H. Nakahara

Наряду *со сфероидальными углеродными структурами*, могут образовываться также и *протяженные цилиндрические структуры*, так называемые нанотрубки, которые отличаются широким разнообразием физико-химических свойств.

# Химические свойства углерода

**При обычной температуре углерод проявляют малую химическую активность. При нагревании реакционная способность увеличивается, особенно у графита и аморфного углерода.**

Имея на внешнем электронном слое 4 электрона, атомы углерода могут их отдавать, проявляя при этом **восстановительные свойства:**



# Химические свойства углерода

Атомы углерода могут принимать недостающие до октета 4 электрона, проявляя при этом ***окислительные свойства:***



Так как у ***углерода невысокая электроотрицательность*** (по сравнению с галогенами, кислородом, азотом и другими активными неметаллами), то ***окислительные свойства его выражены значительно слабее.***

# Химические свойства углерода

## *1. Углерод как восстановитель*

При взаимодействии с простыми веществами, образованными более электроотрицательными неметаллами, углерод **проявляет восстановительные свойства.**

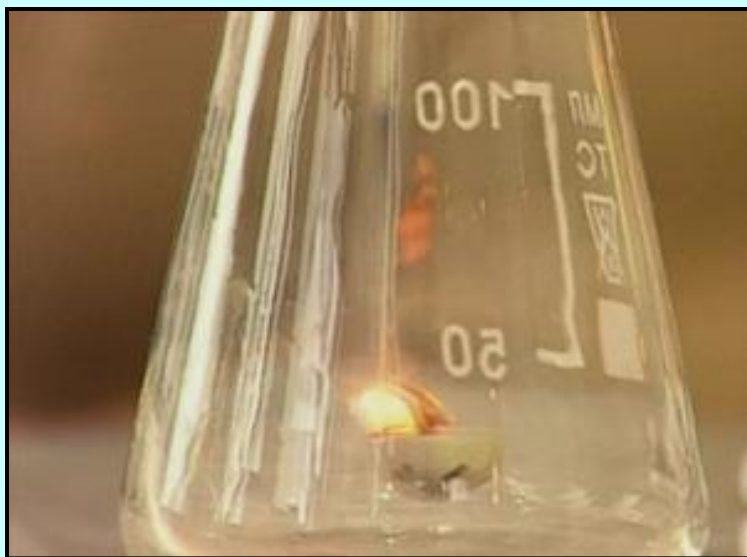
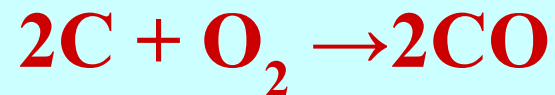
а) Предварительно нагретый углерод горит на воздухе с выделением большого количества тепла, образуя оксид углерода (IV), или углекислый газ:





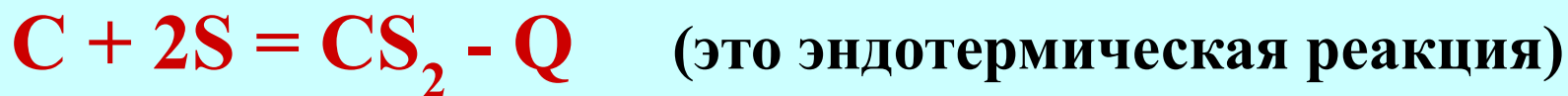
# Химические свойства углерода

При недостатке кислорода образуется оксид углерода (II), или угарный газ CO:



# Химические свойства углерода

б) Раскаленный углерод взаимодействует с серой и ее парами, образуя дисульфид серы  $\text{CS}_2$  (сероуглерод):



Сероуглерод представляет собой летучую

( $T_{\text{кип}} = 46 \text{ }^\circ\text{C}$ ) бесцветную жидкость с

характерным запахом; является

прекрасным растворителем жиров, масел,

СМОЛ и т.д.

# Химические свойства углерода

в) Из галогенов углерод наиболее легко взаимодействует с фтором:



тетрафторуглерод

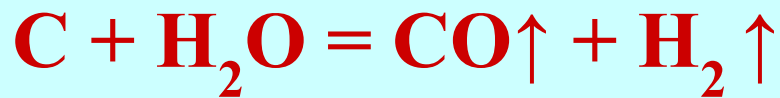
г) С азотом углерод непосредственно не взаимодействует.



# Химические свойства углерода

Углерод выступает в роли восстановителя по отношению к сложным веществам:

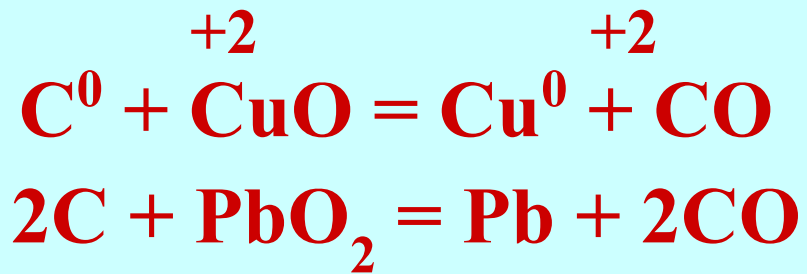
а) при пропускании водяного пара через раскаленный уголь образуется смесь углерода (II) с водородом (водяной газ)



водяной газ

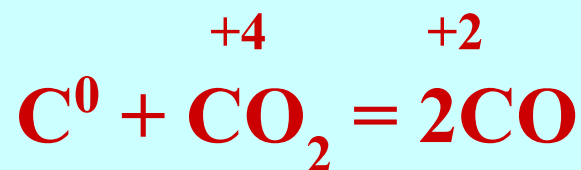
# Химические свойства углерода

б) при высокой температуре углерод  
восстанавливает металлы из их оксидов:



# Химические свойства углерода

в) углерод взаимодействует со своим высшим оксидом  $\text{CO}_2$ , переводя его в низший оксид  $\text{CO}$ :



г) концентрированные серная и азотная кислоты окисляют углерод до углекислого газа:



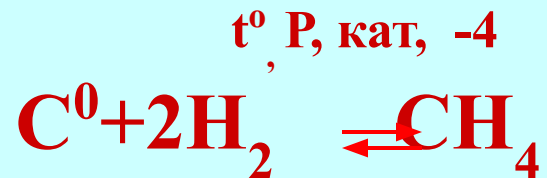
# Химические свойства углерода

## 2. Углерод как окислитель

**Окислительные свойства углерод проявляет по отношению к металлам и водороду.**

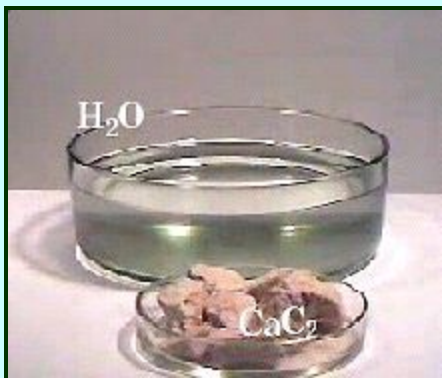
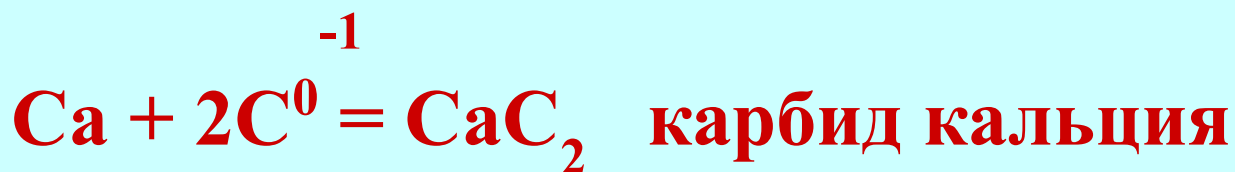
а) Непосредственное взаимодействие простых веществ С и Н<sub>2</sub> протекает с большим трудом при высоких температурах и давлении, в присутствии катализатора (платины или никеля).

В результате этой обратимой реакции образуется простейший углеводород — **метан:**



# Химические свойства углерода

б) Легче углерод взаимодействует с металлами, образуя карбиды металлов:

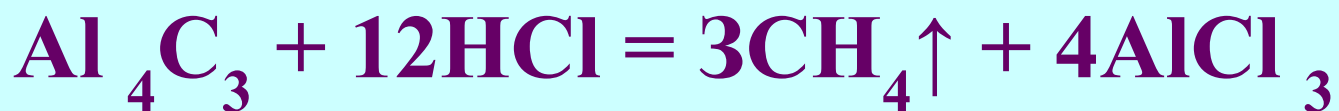




# Химические свойства углерода

**Карбиды металлов активно**

**взаимодействуют с водой и кислотами:**



# Кислородные соединения углерода

## *1. Монооксид углерода (угарный газ)*

Монооксид углерода, или оксид углерода (II) CO, при обычных условиях представляет собой **газ без цвета и запаха, немного легче воздуха, малорастворимый в воде.** Конденсируется в жидкость при температуре **—192 °С.**

# Кислородные соединения углерода

## Отравление угарным газом

Что происходит в организме человека при воздействии на него угарного газа

### Угарный газ (CO)

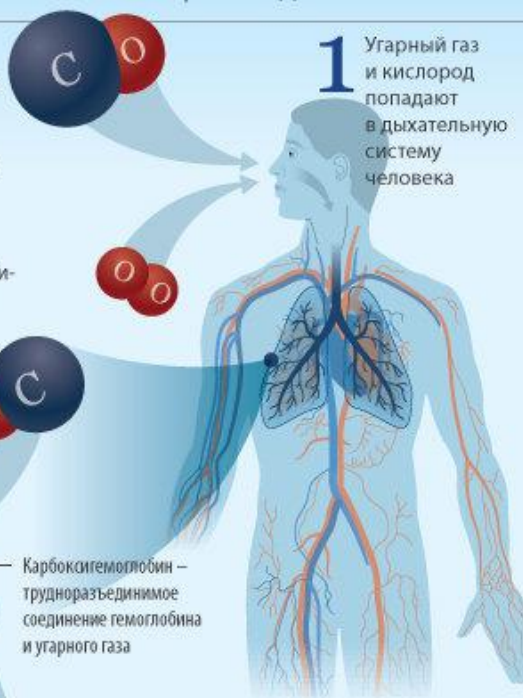
Один из наиболее токсичных компонентов продуктов горения, входящих в состав дыма. Выделяется при тлении и горении почти всех горючих веществ и материалов

### Воздействие угарного газа

**2** Попадая в кровеносную систему, угарный газ связывается с гемоглином, образуя карбоксигемоглобин

Гемоглибин – сложный железосодержащий белок, обеспечивающий перенос кислорода в ткани. Содержится в эритроцитах

**3** Карбоксигемоглобин блокирует передачу кислорода тканевым клеткам. Наступает гипоксия



Карбоксигемоглобин – труднорастворимое соединение гемоглибина и угарного газа

Гипоксия – состояние кислородного голодания как всего организма в целом, так и отдельных органов и тканей

Наиболее чувствительными к гипоксии являются центральная нервная система, сердце, ткани почек, печени

**1** Угарный газ и кислород попадают в дыхательную систему человека

### Симптомы отравления угарным газом

(содержание CO)

Легкое отравление

**0,08%**

Головная боль, удушье, стук в висках, головокружение, боли в груди, сухой кашель, тошнота, рвота, зрительные и слуховые галлюцинации, повышение артериального давления

Отравление средней тяжести

**до 0,32%**

Двигательный паралич, потеря сознания

Тяжелое отравление

**выше 1,2%**

Потеря сознания после 2-3 вдохов, судороги, нарушение дыхания (человек умирает менее чем через 3 мин.)

### Первая помощь



Вызвать врача

### До приезда врачей:



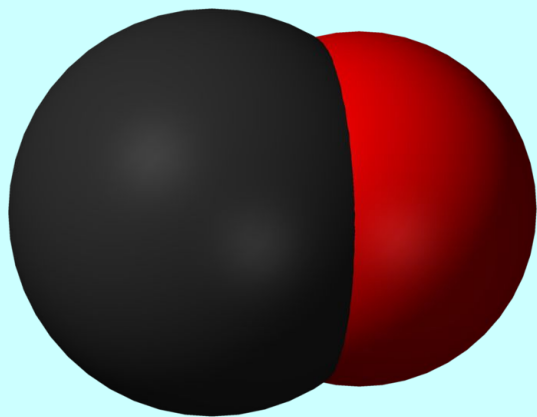
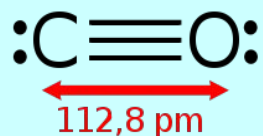
В легких случаях отравления дать пострадавшему понюхать нашатырный спирт на ватке, выпить кофе или крепкий чай



При сильном отравлении, пострадавшего вынести на свежий воздух или надеть изолирующий противогаз, освободить от стесняющей дыхания одежды, придать телу удобное положение, при необходимости сделать искусственное дыхание

# Кислородные соединения углерода

Строение молекулы монооксида углерода.



**Молекула CO очень прочная.** На

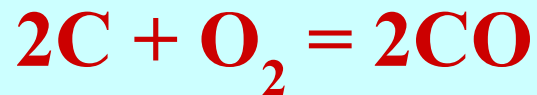
разрыв связи между атомами углерода и кислорода энергии требуется больше, чем на разрыв любой другой двухатомной молекулы.

**Молекула CO образована с помощью двух ковалентных связей и одной донорно-акцепторной связи.**

# Кислородные соединения углерода

## Монооксид углерода

образуется в процессе  
горения угля при высокой  
температуре в условиях  
недостатка кислорода:



# Кислородные соединения углерода

## Химические свойства СО.

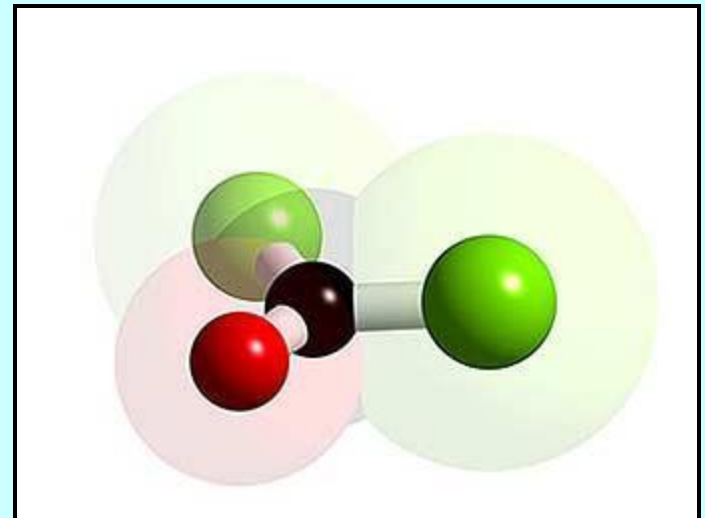
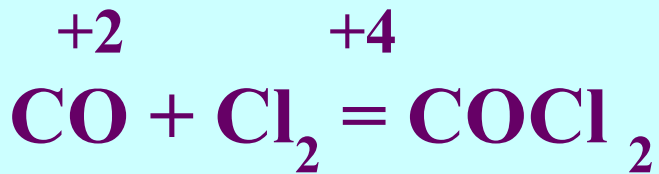
**Монооксид углерода - несолеобразующий оксид:** он не взаимодействует в обычных условиях с водой, кислотами и щелочами, т. е. не вступает ни в какие кислотно-основные взаимодействия. Проявляет химическую активность как сильный восстановитель:



# Кислородные соединения углерода

## Химические свойства СО.

1. Монооксид углерода реагирует с хлором на солнечном свете или в присутствии активированного угля (катализатор), образуя очень **ядовитый газ — фосген.**

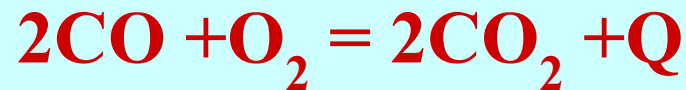




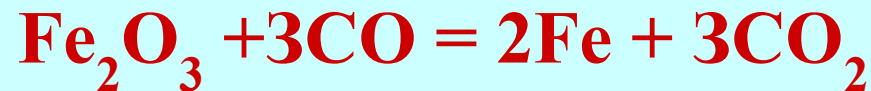
# Кислородные соединения углерода

## Химические свойства СО.

2. СО горит на воздухе голубоватым пламенем с выделением большого количества теплоты, превращаясь в высший оксид  $\text{CO}_2$ :



3. Многие оксиды металлов восстанавливаются до свободных металлов при нагревании в атмосфере СО:





# Кислородные соединения углерода

## Диоксид углерода

Диоксид углерода (оксид углерода (IV), углекислый газ, угольный ангидрид)  $\text{CO}_2$  представляет собой при обычных условиях газ без цвета и запаха, тяжелее воздуха в 1,5 раза.

При комнатной температуре под давлением около 60 атм. диоксид углерода концентрируется в жидкость, которую хранят в стальных баллонах.

# Кислородные соединения углерода

## Диоксид углерода

При быстром испарении жидкого  $\text{CO}_2$  поглощается так много теплоты, что он превращается в твердую белую снегообразную массу («сухой лед»).

«Сухой лед» широко используется для хранения скоропортящихся продуктов.

Продукты, находящиеся в контакте с «сухим льдом», не промокают, а атмосфера углекислого газа задерживает рост бактерий и плесневых грибков.

16/2/2008 12:08

# Кислородные соединения углерода

## Диоксид углерода

**Углекислый газ не поддерживает горения и дыхания, и в его атмосфере животные погибают не от отравления, а от отсутствия кислорода.**

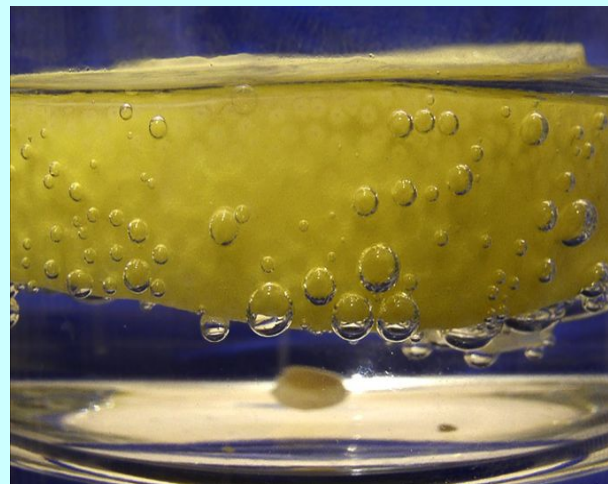


# Кислородные соединения углерода

## Диоксид углерода

Растворимость  $\text{CO}_2$  в воде невелика:

1 объем воды при  $20\text{ }^\circ\text{C}$  растворяет 0,88 объема  $\text{CO}_2$ . При понижении температуры растворимость  $\text{CO}_2$  (как и всех других газов) значительно увеличивается.



# Кислородные соединения углерода

## Химические свойства диоксида углерода.

По химическим свойствам **диоксид углерода** - типичный кислотный оксид и проявляет свойства данного класса соединений.

### 1. Взаимодействие с водой :



Эта реакция обратима, лишь очень небольшое количество  $\text{CO}_2$  (менее 1 %) превращается в угольную кислоту.

# Кислородные соединения углерода

## Химические свойства диоксида углерода

### 2. Взаимодействие с основными оксидами:



### 3. Взаимодействие со щелочами с образованием как кислых, так и средних солей:



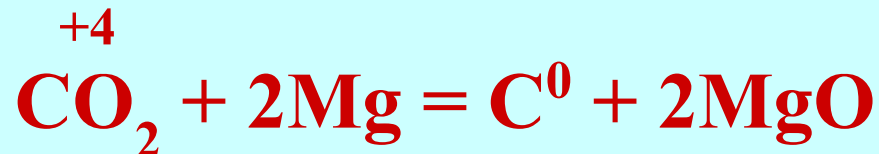
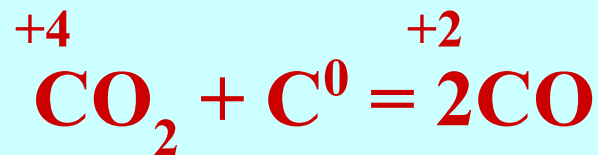
**Твердые щелочи поглощают углекислый газ из воздуха.**



# Кислородные соединения углерода

## Химические свойства диоксида углерода

В отличие от монооксида углерода, обладающего восстановительной способностью,  $\text{CO}_2$  в реакциях с очень активными восстановителями выступает в роли окислителя:



# Кислородные соединения углерода

## Биохимические реакции с участием $\text{CO}_2$

На глубине водоемов особая группа метанообразующих бактерий переводит

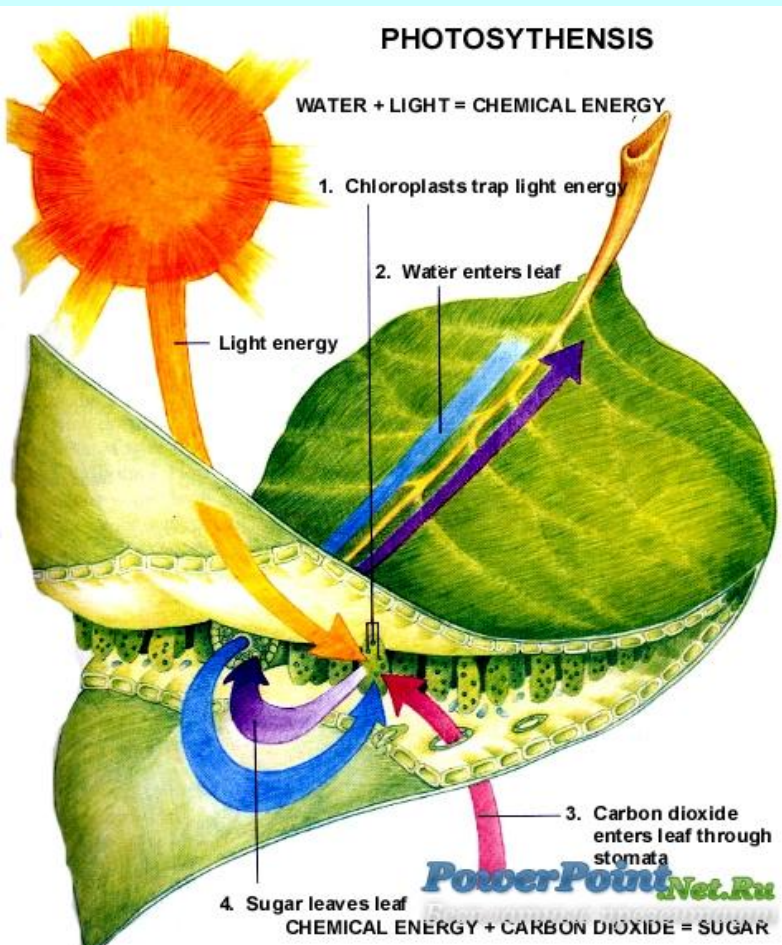
$\text{CO}_2$  и  $\text{H}_2$  в метан  $\text{CH}_4$ :



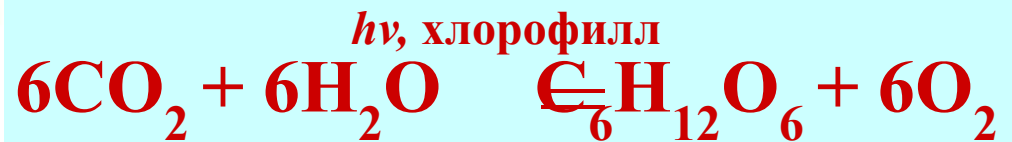


# Кислородные соединения углерода

## Биохимические реакции с участием $\text{CO}_2$

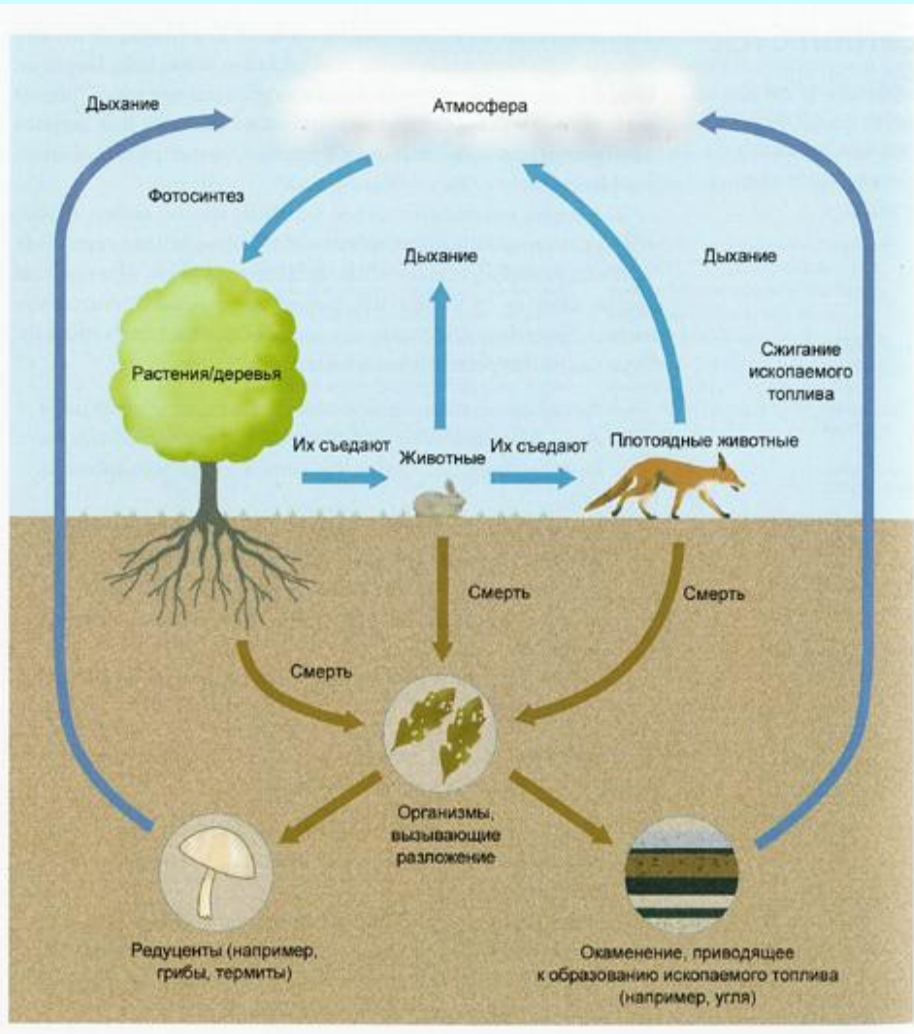


Важнейшая биохимическая реакция с участием  $\text{CO}_2$  - процесс фотосинтеза:



# Кислородные соединения углерода

## Биохимические реакции с участием $\text{CO}_2$



## Процессы окисления органических веществ

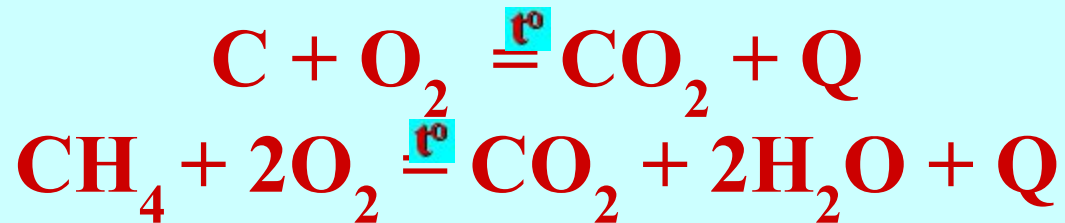
(в частности, многочисленные реакции горения, дыхания, брожения) в совокупности с процессом фотосинтеза обеспечивают круговорот углекислого газа в

# Кислородные соединения углерода

## Получение диоксида углерода

Диоксид углерода можно осуществить различными способами:

1. **Горение углерода** и всех углеродсодержащих органических веществ (например, метана):



2. **Разложение карбонатов**

щелочноземельных металлов, например:



# Кислородные соединения углерода

## Получение диоксида углерода

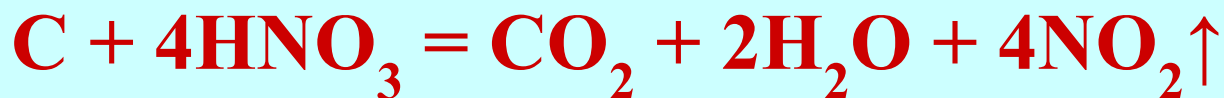
**3. Разложение гидрокарбонатов щелочных металлов, например:**



**4. Действие кислот на карбонаты металлов, например:**



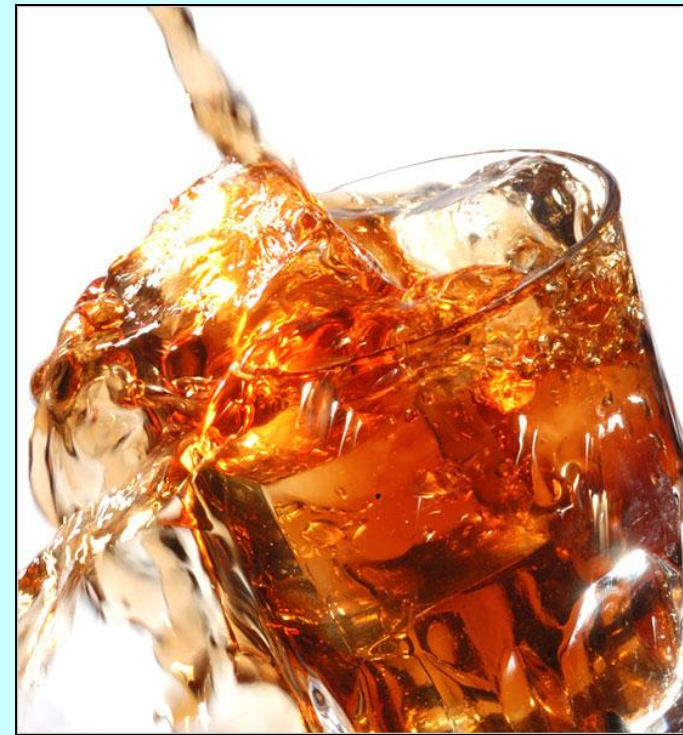
**5. Окисление углерода азотной кислотой и другими сильными окислителями:**



# Кислородные соединения углерода

## Угольная кислота

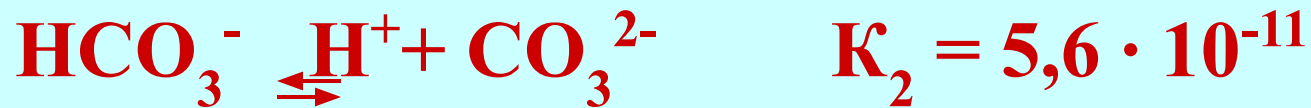
Угольная кислота  $\text{H}_2\text{CO}_3$  существует только в водных растворах, где ее концентрация исчезающе мала, так как она распадается на  $\text{H}_2\text{O}$  и  $\text{CO}_2$ . В этом нетрудно убедиться, газированная вода есть не что иное как раствор угольной кислоты.



# Кислородные соединения углерода

## Угольная кислота

Молекулы  $\text{H}_2\text{CO}_3$  подвергаются 2-х ступенчатой диссоциации и представляет собой очень слабый электролит:



Так как константа диссоциации по I-ой ступени намного больше, чем по II-й, в водных растворах преобладают гидрокарбонат-анионы  $\text{HCO}_3^-$ .



# Кислородные соединения углерода

## Угольная кислота

Любая вода на Земле (речная, морская, подземная и др.) растворяет в себе углекислый газ из окружающей среды, причем растворимость  $\text{CO}_2$  в морской воде в несколько раз выше, чем в пресной.

Равновесие в системе



имеет очень важное значение в протекании многих природных процессов.

# Химические свойства карбонатов

1. Важным свойством является отношение солей угольной кислоты к нагреванию.

Карбонаты металлов, кроме щелочных, разлагаются с выделением  $\text{CO}_2$ :

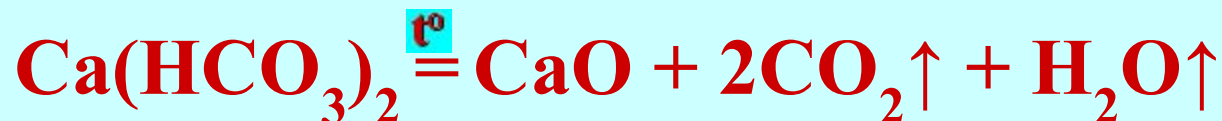
а) карбонаты





# Химические свойства карбонатов

## б) гидрокарбонаты



## в) гидроксокарбонаты



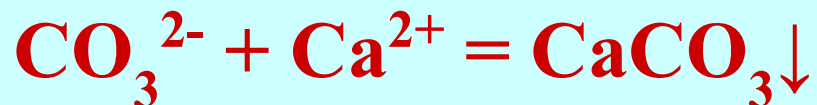
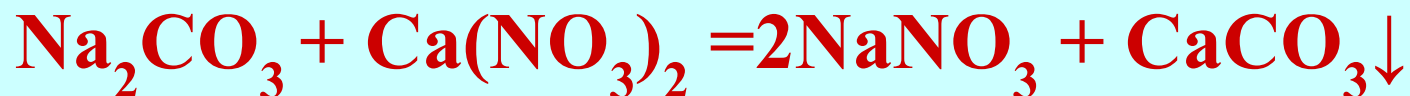
# Химические свойства карбонатов

2. Карбонаты взаимодействуют со всеми более сильными кислотами с выделением углекислого газа, например:



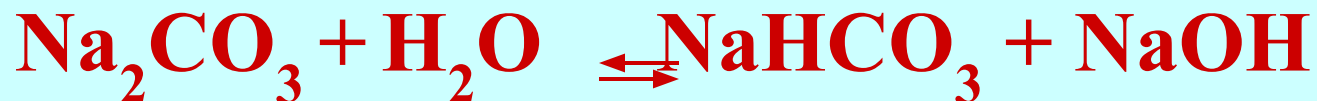
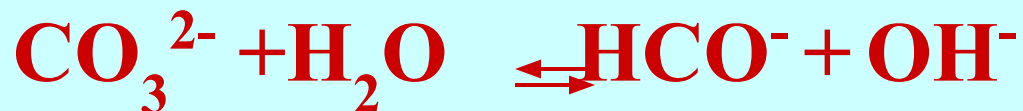
# Химические свойства карбонатов

**3. Растворимые карбонаты взаимодействуют с растворимыми солями, если одна из вновь образовавшихся солей нерастворима в воде, например:**



# Химические свойства карбонатов

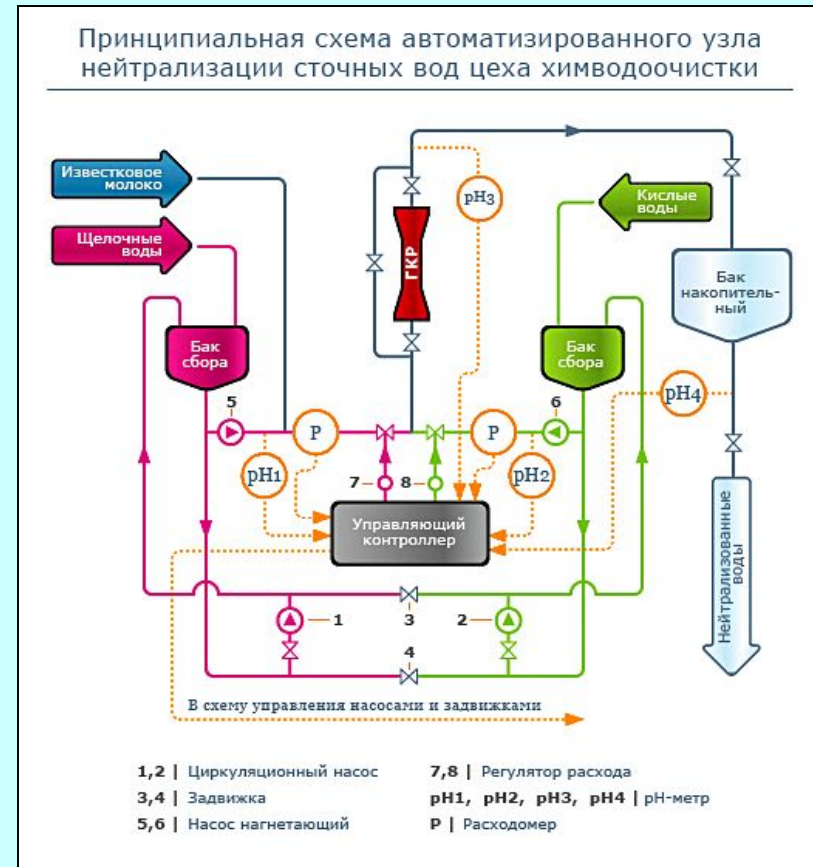
4. Растворимые в воде карбонаты, как соли слабой кислоты, подвергаются гидролизу (в основном по первой ступени):



# Химические свойства карбонатов

Вследствие гидролиза водные растворы карбонатов имеют щелочную реакцию.

Это важное обстоятельство используется на практике. Для нейтрализации промышленных кислых сточных вод вместо дорогого продукта —  $\text{NaOH}$  используют  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  (кристаллическую соду).



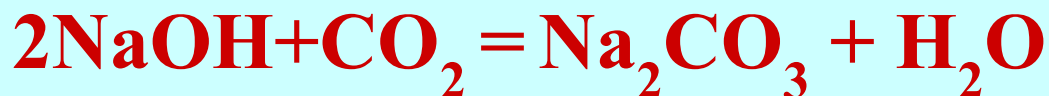
# Химические свойства карбонатов

При попадании кислоты на кожу или в глаза после промывания водой проводят мягкую нейтрализацию раствором питьевой соды ( $\text{NaHCO}_3$ ). Эту же соль применяют для нейтрализации избыточной кислотности желудочного сока.



# Получение карбонатов

1. Взаимодействие щелочи с углекислым газом:

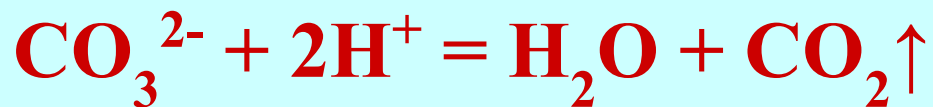


Так как **щелочь - дорогое исходное сырье**, на практике в настоящее время применяют аммиачно - хлоридный способ:



# Качественная реакция на карбонаты

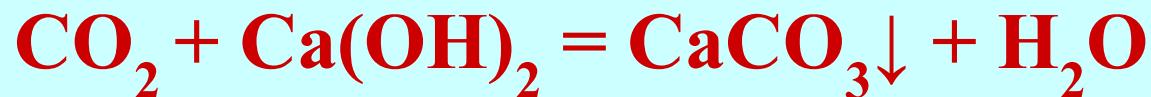
Качественной реакцией для определения анионов  $\text{CO}_3^{2-}$  является взаимодействие карбонатов и гидрокарбонатов с растворами сильных кислот:





# Качественная реакция на карбонаты

Чтобы убедиться в том, что выделяющийся газ –  $\text{CO}_2$ , его пропускают через известковую воду, которая мутнеет вследствие образования осадка  $\text{CaCO}_3$ :



# Качественная реакция на карбонаты

При пропускании избытка  $\text{CO}_2$  выпавший осадок  $\text{CaCO}_3$  превращается в растворимый гидрокарбонат кальция. При нагревании происходит обратное превращение:



# Преобразование карбонатов в природе

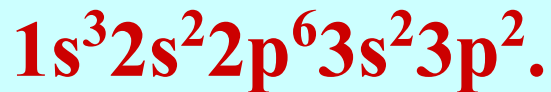


**Переход нерастворимого карбоната в растворимый гидрокарбонат приводит к вымыванию карбоната из земной коры, в результате чего образуются пустоты – пещеры.**

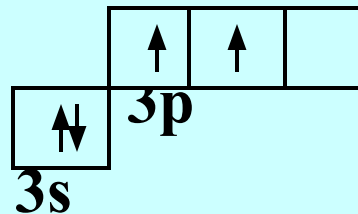
# Кремний и его соединения

Кремний является аналогом углерода.

Электронная конфигурация атома кремния:



Строение внешнего электронного слоя:



# Кремний и его соединения

Как и углерод, **кремний является неметаллом** и проявляет в своих соединениях и **положительные, и отрицательные степени окисления**, наиболее характерными являются следующие:

**-4** (силан  **$\text{SiH}_4$** , силициды металлов  **$\text{Mg}_2\text{Si}$ ,  $\text{Ca}_2\text{Si}$**  и др.);

**0** (простое вещество **Si**)

**+4** (оксид кремния (IV), кремниевая кислота  **$\text{H}_2\text{SiO}_3$**  и ее соли — силикаты, галогениды кремния (IV)  **$\text{SiF}_4$** , и др.)

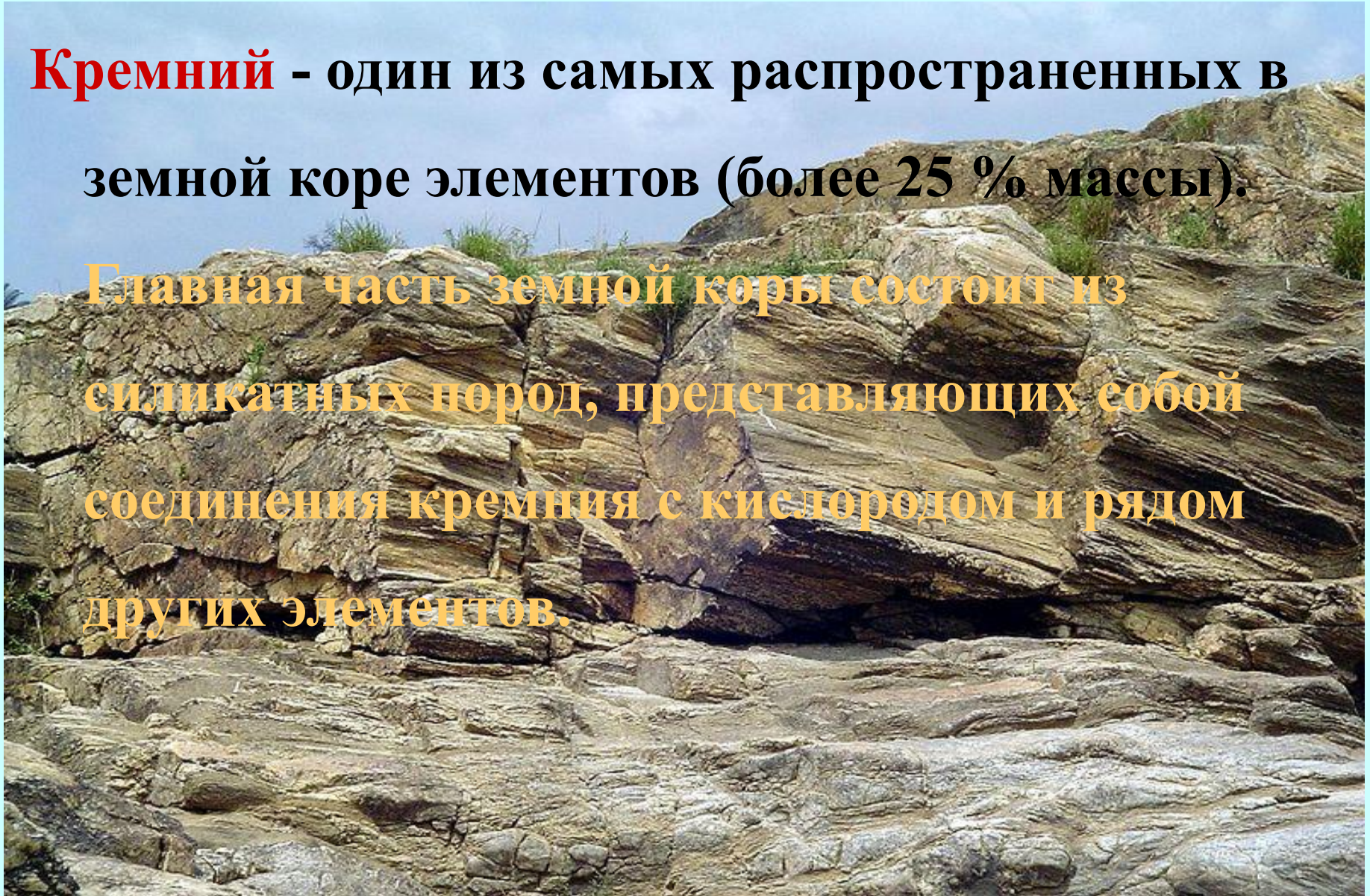
Наиболее устойчива для кремния степень окисления **+4**.



# Нахождение в природе кремния

**Кремний** - один из самых распространенных в земной коре элементов (более 25 % массы).

Главная часть земной коры состоит из силикатных пород, представляющих собой соединения кремния с кислородом и рядом других элементов.





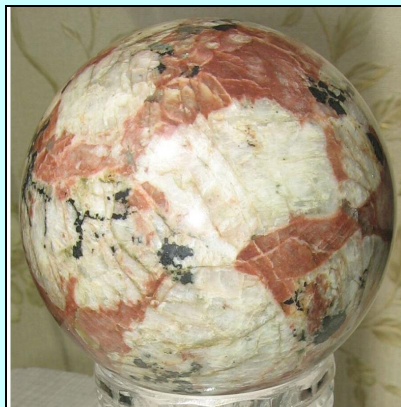
# Нахождение в природе кремния

**Природные силикаты** - это довольно сложные вещества. Соединения, в состав которых входит оксид алюминия, называются **алюмосиликатами**.

белая глина  $Al_2O_3 \cdot 2SiO_2 \cdot 2H_2O$ ,

полевошпат  $K_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 6SiO_2$ ,

слюда  $K_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 6SiO_2 \cdot H_2O$ .



# Нахождение в природе кремния

Многие природные силикаты в чистом виде являются драгоценными камнями, например, **аквамарин, изумруд, топаз и другие.**





# Нахождение в природе кремния

Значительная часть природного кремния представлена оксидом кремния (IV)  $\text{SiO}_2$ . Свободного  $\text{SiO}_2$  в земной коре около 12 %, в виде горных пород 43 %.

В общей сложности более 50 % земной коры состоит из оксида кремния (IV).

# Нахождение в природе кремния

Очень чистый

**кристаллический  $\text{SiO}_2$**

известен в виде

**минералов горного**

**хрусталя и кварца.**

Кварц распространен в

виде песка и твердого

минерала кремня

(гидратированного

оксида кремния (IV) или

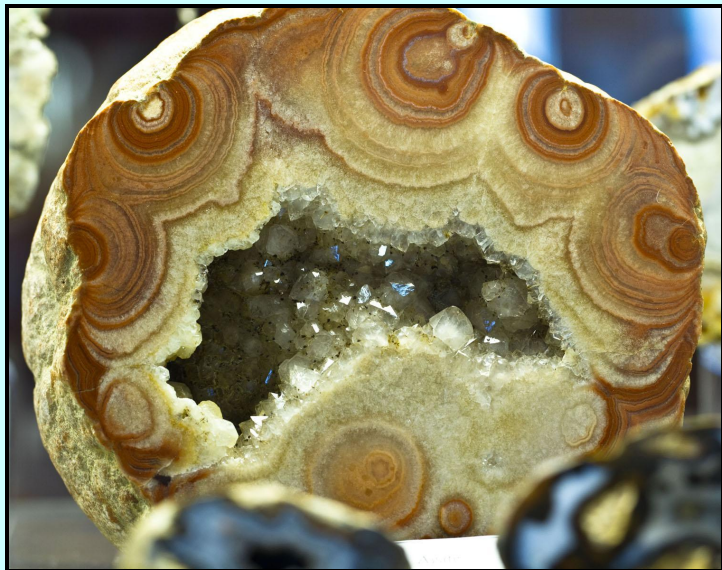
кремнезема





# Нахождение в природе кремния

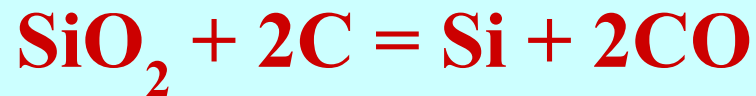
Оксид кремния (IV), окрашенный различными примесями, образует драгоценные и полудрагоценные камни - *агат, аметист, яшму*. В свободном виде кремний в природе не встречается.



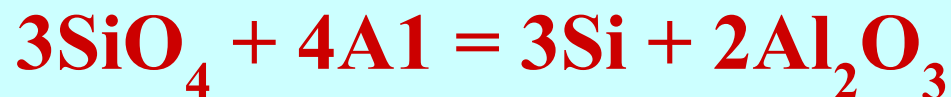
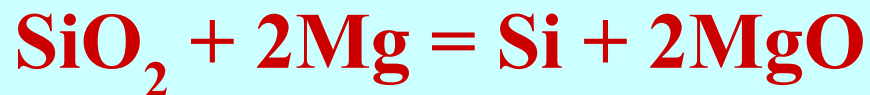
# Получение кремния

В промышленности для получения кремния используют чистый песок  $\text{SiO}_2$ .

В электрических печах при высокой температуре происходит восстановления кремния из его оксида коксом (углем):

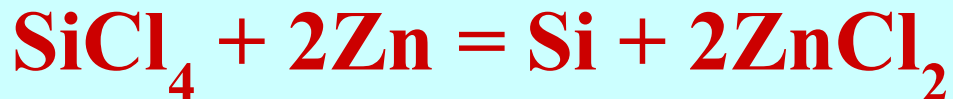
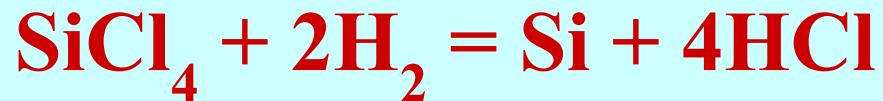


В лаборатории в качестве восстановителей используют магний или алюминий:



# Получение кремния

Наиболее чистый кремний получают  
восстановлением тетрахлорида кремния  
водородом или цинком:



# Физические свойства кремния

Полученный в промышленности **аморфный кремний** представляет собой **бурый порошок** с температурой плавления  $1420^{\circ}\text{C}$ .



# Физические свойства кремния

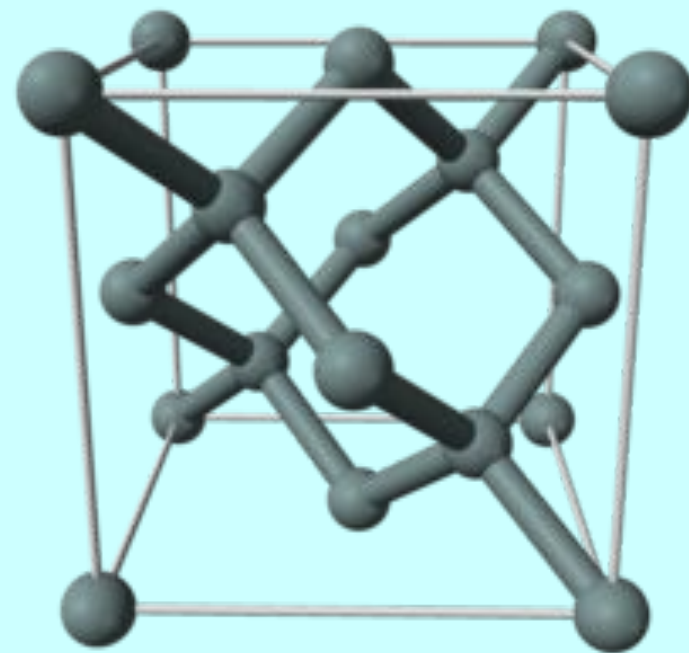
Существует и другая аллотропная модификация кремния - **кристаллический кремний**. Это твердое вещество темно-серого цвета со слабым металлическим блеском, обладает тепло- и электропроводностью.





# Химические свойства кремния

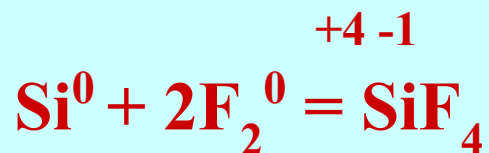
По химическим свойствам **кремний во многом схож с углеродом**, что объясняется одинаковой структурой внешнего электронного слоя. При обычных условиях **кремний довольно инертен**, что обусловлено прочностью его кристаллической решетки.



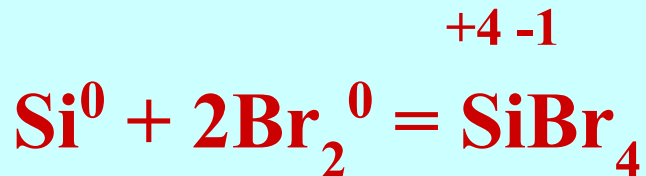
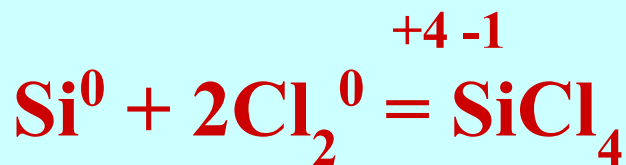


# Химические свойства кремния

При комнатной температуре он взаимодействует только с фтором.

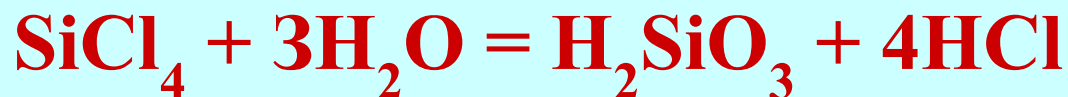


При температуре 400—600 °С кремний реагирует с хлором и бромом, а в кислороде измельченный кремний сгорает.

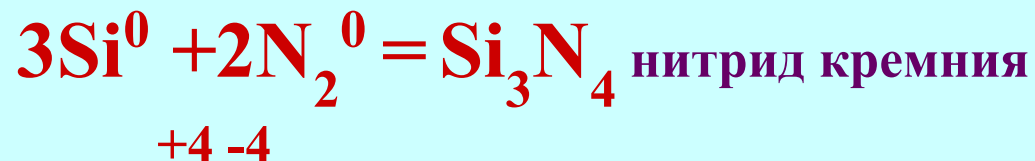
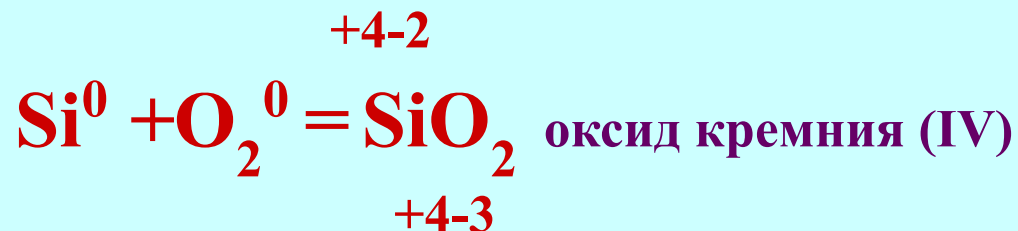


# Химические свойства кремния

Галогениды кремния в воде легко гидролизуются с образованием кремниевой и галогенводородных кислот, например:

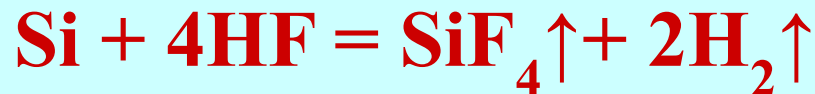


Восстановительные свойства кремний проявляет в реакциях:



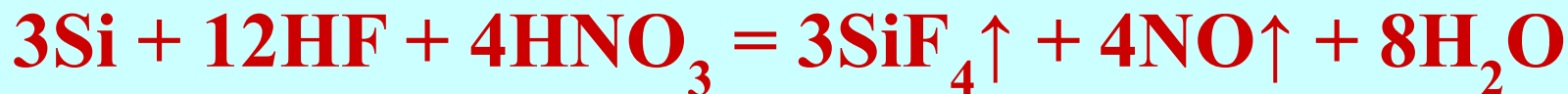
# Химические свойства кремния

**Кремний как восстановитель** взаимодействует и с некоторыми сложными веществами, например, с фтороводородом:



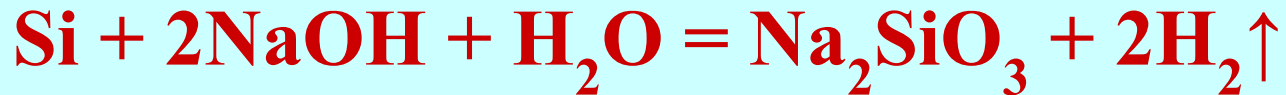
С другими галогеноводородами он в реакцию не вступает.

Из кислот кремний реагирует только со смесью азотной и плавиковой (**HF**) кислот на холоду :



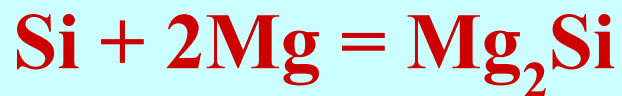
# Химические свойства кремния

Водные растворы щелочей растворяют кремний с образованием растворимых солей кремниевой кислоты - силикатов, при этом происходит выделение водорода:

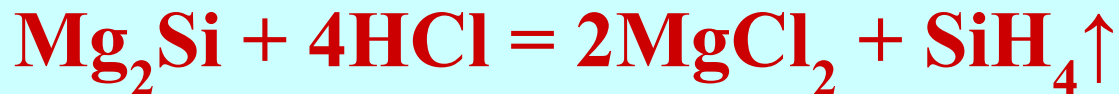


# Химические свойства кремния

При взаимодействии, с металлами кремний как неметалл играет роль окислителя.



При обработке силицида магния соляной кислотой или водой образуется простейшее водородное соединение кремния - **силан**



# Оксид кремния (IV)

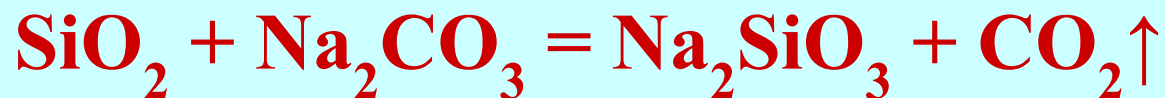
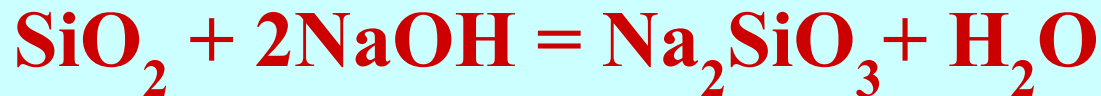
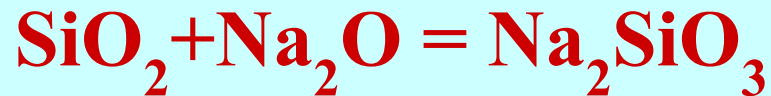
Оксид кремния (IV)  $\text{SiO}_2$  (диоксид кремния, кремнезем, ангидрид кремниевой кислоты) - твердое тугоплавкое вещество (температура плавления  $1713\text{ }^\circ\text{C}$ ), нерастворимое в воде; из всех кислот только фтороводородная кислота постепенно разлагает его:



# Оксид кремния (IV)

Как кислотный оксид  $\text{SiO}_2$  при нагревании или сплавлении реагирует с основными оксидами, щелочами и некоторыми солями (например, карбонатами) с образованием солей кремниевой кислоты - **силикатов**.

Например:





# Силикаты

Полученные искусственным путем силикаты натрия и калия — *растворимое стекло* — сильно гидролизованы. Их концентрированный раствор, называемый *жидким стеклом*, имеет сильнощелочную реакцию.





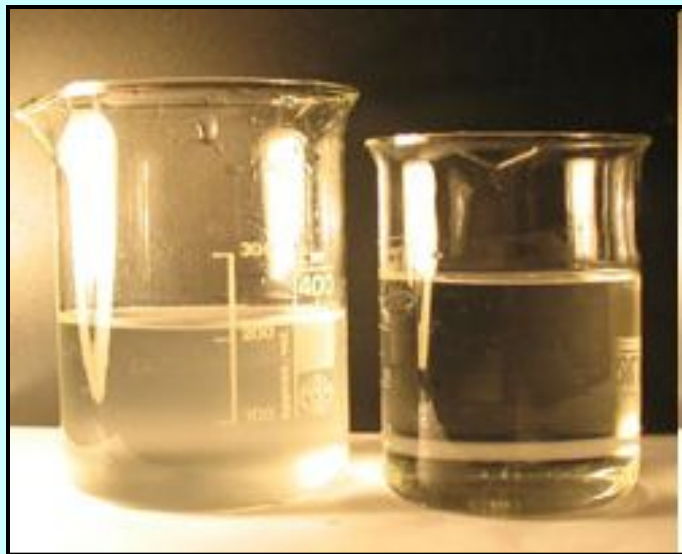
# Силикаты

**Жидкое стекло применяется для изготовления негорюемых тканей, пропитки деревянных изделий, в качестве клея и т.д.**



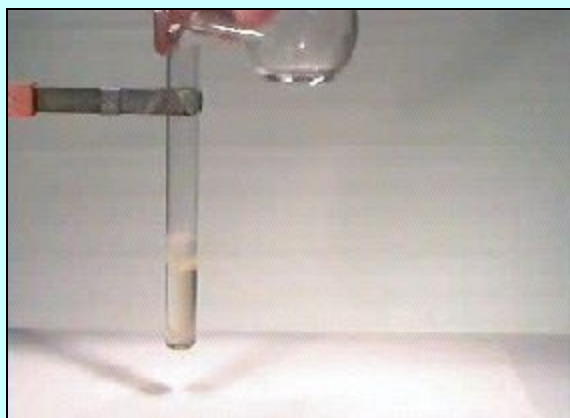
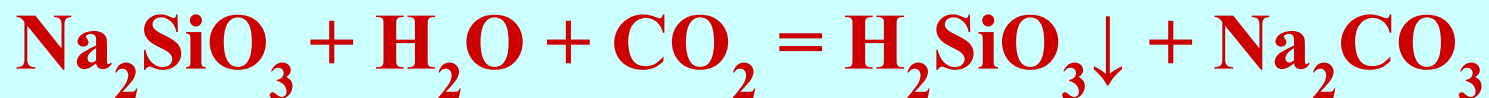
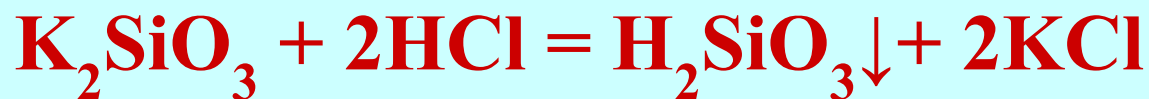
# Кремниевая кислота и ее соли

Кремниевая кислота  $\text{H}_2\text{SiO}_3$  относится к *очень слабым кислотам*. В воде она *практически нерастворима*, но легко образует коллоидные растворы.



# Кремниевая кислота и ее соли

Кремниевую кислоту можно получить из растворов силикатов действием на них более сильных кислот.



# Кремниевая кислота и ее соли

**Кремниевая кислота** постепенно при обычных условиях или быстрее при нагревании разлагается на воду и ангидрид кремниевой кислоты  $\text{SiO}_2$ :

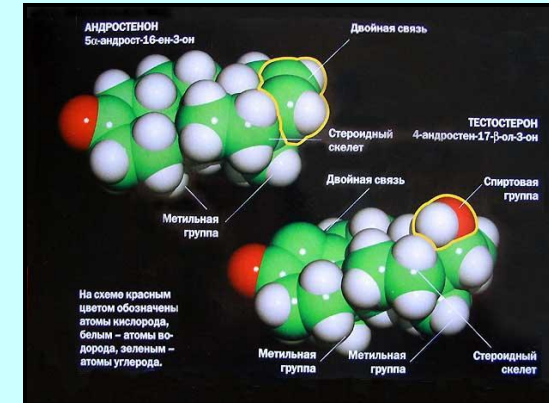
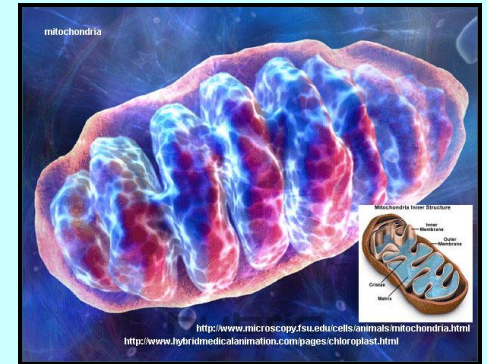
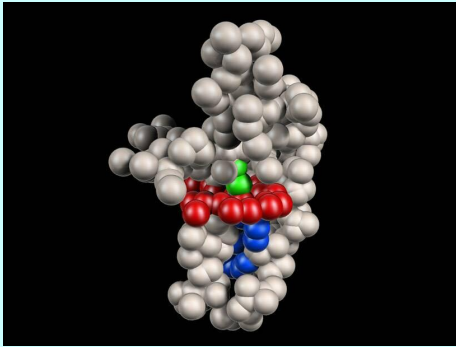




# Медико-биологическое значение

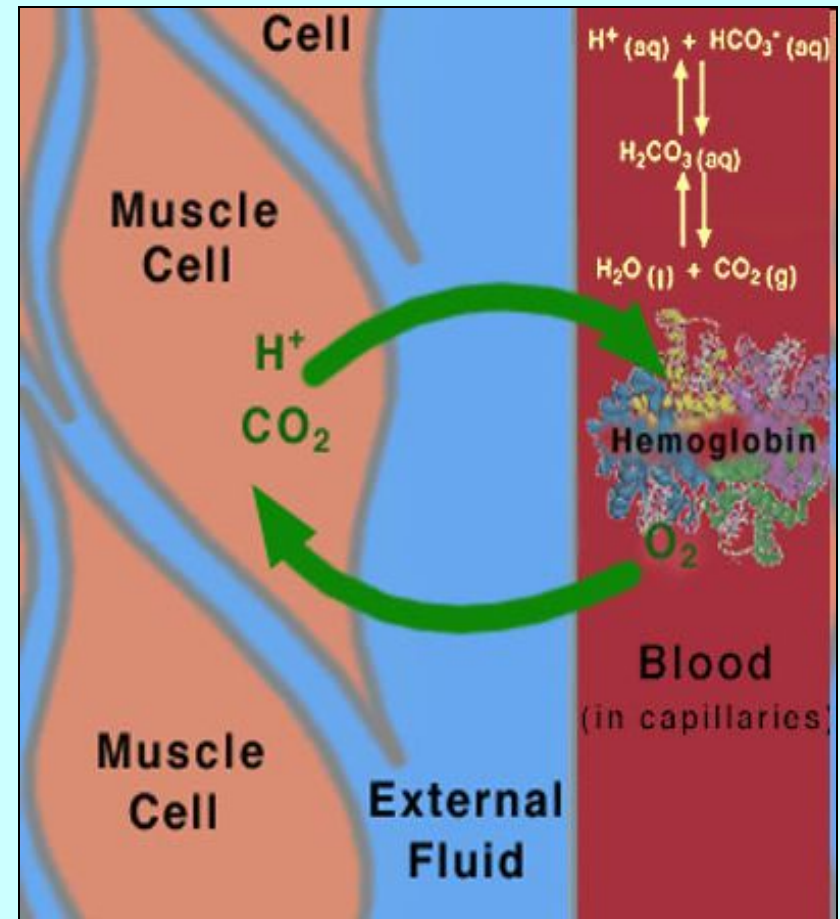
## углерода

**Углерод** является основой всех органических соединений, это **органоген номер один**. Входит в состав клеток и тканей, всех биологически активных соединений: белков, жиров, углеводов, витаминов, гормонов.



# Медико-биологическое значение углерода

В организме  
**гидрокарбонаты  
натрия и калия с  
угольной кислотой  
образуют буферную  
систему, участвующую  
в поддержании КОС  
(кислотно-основного  
состояния организма).**



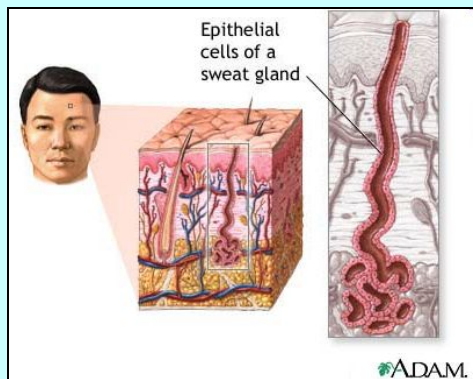
# Медико-биологическое значение углерода

**Гидрокарбонат натрия (питьевая сода)**

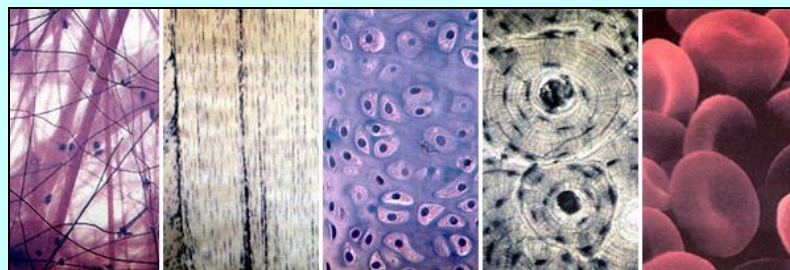
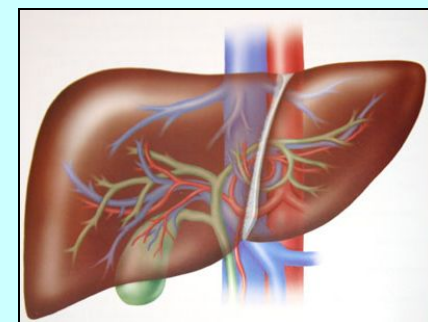
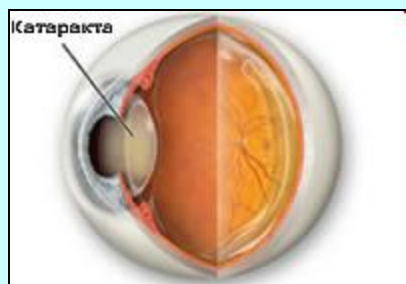
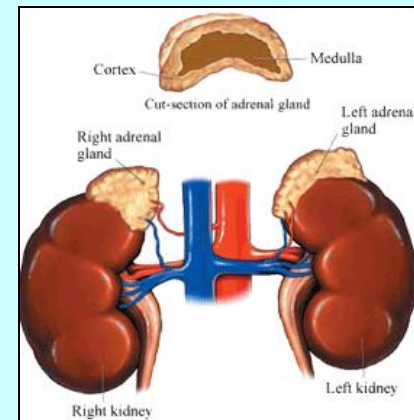
применяется как антацидное средство.

**Активированный уголь** как сорбирующее средство применяют при метеоризме, пищевых отравлениях, а также при отравлениях алкалоидами и солями тяжелых металлов.

# Медико-биологическое значение кремния



**Кремний** входит в состав **клеток эпителиальной и соединительной тканей, печени, надпочечника, хрусталика глаза.**





# Медико-биологическое значение кремния

В медицинской практике применяют карбид кремния - **карборунд SiC** - для шлифовки пломб и пластмассовых протезов.



# Медико-биологическое значение кремния

Нарушение обмена кремния связывают с возникновением гипертонии, ревматизма, гепатита, язвы, малокровия.



# Термины и определения

**Аллотропия** - явление существования химического элемента в виде нескольких простых веществ, находящихся в одном физическом состоянии и отличающихся между собой строением и физическими свойствами (кислород и озон; графит, алмаз, карбин).

**Валентность** – атома химического элемента образовывать химические связи с другими атомами.

# Термины и определения

**Гемоглобин** - дыхательный пигмент, содержащийся в эритроцитах и обуславливающий цвет крови. Представляет собой сложный белок, образованный белком, глобином, связанным с гемом. Осуществляет транспорт кислорода из легких в ткани, а из последних  $\text{CO}_2$  в легкие.

**Гидролиз** - взаимодействие ионов соли с водой, приводящее к образованию слабого электролита и, следовательно, изменению рН- среды.

# Термины и определения

**Коллоидные растворы** – высокодисперсные коллоидные системы с жидкой дисперсионной средой.

**Степень окисления (состояние окисления)** - целочисленный условный заряд (положительный или отрицательный), приписываемый атому в молекуле или ионе на основе совокупности формальных правил, условно допускающих, что все молекулы состоят из ионов.

# Термины и определения

**Фотосинтез** - процесс, проходящий в 1 хлоропластах под действием солнечного света, в результате которого из углекислого газа и воды образуются углеводы и выделяется кислород.

**Электроотрицательность** – способность атома притягивать к себе электроны других атомов.



# Литература

1. Л.М. Пустовалова, И.Е. Никанорова.  
Общая химия – Ростов-на-Дону: Феникс, 2005г.
2. Пустовалова Л.М. Неорганическая химия: Ростов-на-Дону:  
Феникс, 2005.-Стр.184-191
3. Ершов, В. А.  
Общая химия. Биофизическая химия: учеб. для вузов-3-е  
изд.-М.: высш. шк., 2002.
4. Бабков А.В.  
Химия: учебник для студ. сред.мед. учеб. заведений.-М.:  
издательский центр «Академия», 2003г.