

# Главная подгруппа IV группы

III	IV	V
5 10,811 B БОР	6 12,011 C УГЛЕРОД	7 14,00674 N АЗОТ
13 26,981539 Al АЛЮМИНИЙ	14 28,0855 Si КРЕМНИЙ	15 30,973762 P ФОСФОР
Sc 44,955910 СКАНДИЙ	21 47,88 Ti ТИТАН	22 50,9415 V ВАНАДИЙ
31 69,723 Ga ГАЛЛИЙ	32 72,61 Ge ГЕРМАНИЙ	33 74,92159 As МЫШЬЯК
39 88,90585 Y ИТРИЙ	40 91,224 Zr ЦИРКОНИЙ	41 92,90638 Nb НИОБИЙ
49 114,82 In ИНДИЙ	50 118,710 Sn ОЛОВО	51 121,75 Sb СУРЬМА
La 138,9055 ЛАНТАН	57 178,49 Hf ГАФНИЙ	72 180,9479 Ta ТАНТАЛ
81 204,3833 Tl ТАЛЛИЙ	82 207,2 Pb СВИНЕЦ	83 208,9804 Bi ВИСМУТ
Ac 227,0278 АКТИНИЙ	89 261,11 (Ku) (КУРСАТОВИЙ)	104 262,114 (Ns) (НИЛЬСБОРИЙ)

Элементы:

*углерод (C),*

*кремний (Si),*

*германий (Ge),*

*олово (Sn),*

*и свинец (Pb).*

# Общая характеристика элементов

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. Характерная валентность равна IV или II.

III	IV	V
5 10,811 2,01 0,0004 <b>B</b> БОР	6 12,011 2,50 0,002 <b>C</b> УГЛЕРОД	7 14,0067 3,07 0,002 <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 0,002 <b>P</b> ФОСФОР
21 44,955910 1,79 0,131 <b>Sc</b> СКАНДИЙ	22 47,88 1,23 0,146 <b>Ti</b> ТИТАН	23 50,9413 1,45 0,137 <b>V</b> ВАНАДИЙ
31 69,723 1,42 0,136 <b>Ga</b> ГАЛЛИЙ	32 72,61 2,02 0,169 <b>Ge</b> ГЕРМАНИЙ	33 74,92159 1,79 0,160 <b>As</b> МИСЬЯК
39 91,9085 1,11 0,170 <b>Y</b> ИТРИЙ	40 91,224 1,22 0,183 <b>Zr</b> ЦИРКОНИЙ	41 92,90638 1,23 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 1,82 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 1,55 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

# 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  $RO_2$



несолеобразующие  
оксиды

амфотерные оксиды  
с преобладанием основных свойств

и низшие оксиды типа  $RO$



кислотные  
оксиды

амфотерные оксиды  
с преобладанием кислотных свойств

# Углерод в организме

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

**в мышечной ткани – 67%,**

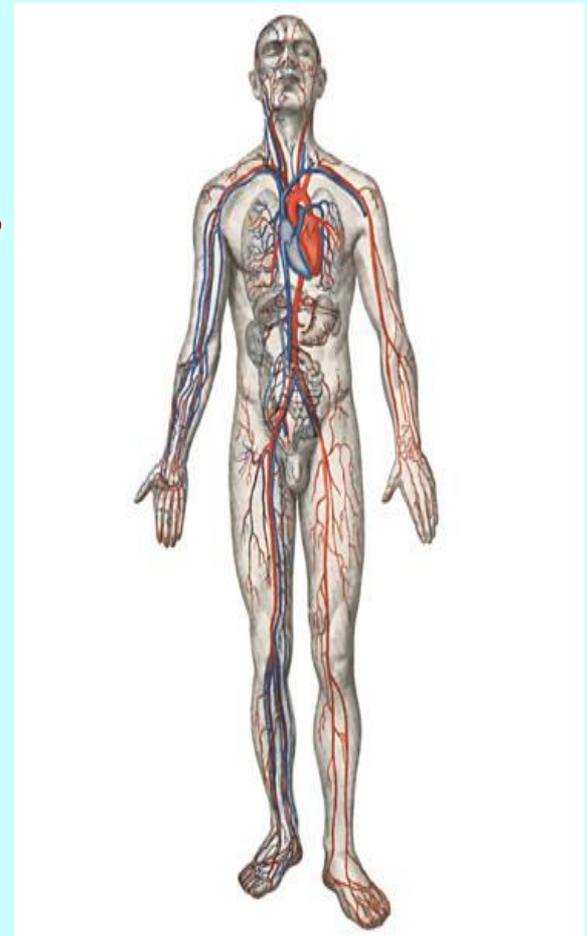
**костной ткани – 36% и**

**крови человека**

**(в человеческом организме массой**

**70 кг в среднем содержится 16 кг**

**связанного углерода).**



# Строение и физические свойства аллотропов углерода

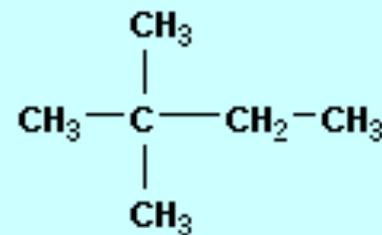
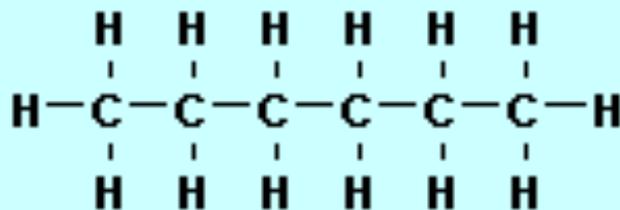
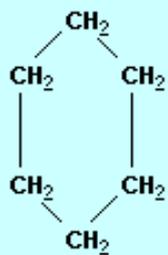
Электронная формула атома углерода —  $1s^2 2s^2 2p^2$ .  
Возможные валентности: II, IV.

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

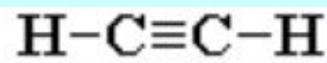
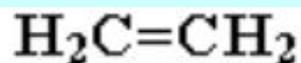
**В свободном виде углерод встречается в нескольких аллотропных модификациях – алмаз, графит, карбин, крайне редко фуллерены. В лабораториях также были синтезированы многие другие модификации: новые фуллерены, нанотрубки, наночастицы и др.**

# 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:



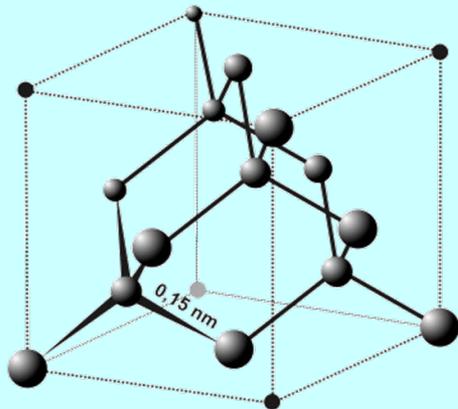
Наряду с обычными одинарными связями, между атомами углерода образуются также *двойные и тройные связи*:



# Строение и физические свойства аллотропов углерода



*Алмаз* — очень твердое прозрачное кристаллическое вещество. Должным образом отшлифованные прозрачные алмазы называются *бриллиантами*.



Кристаллическая решетка имеет тетраэдрическое строение.

# 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.

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



# 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

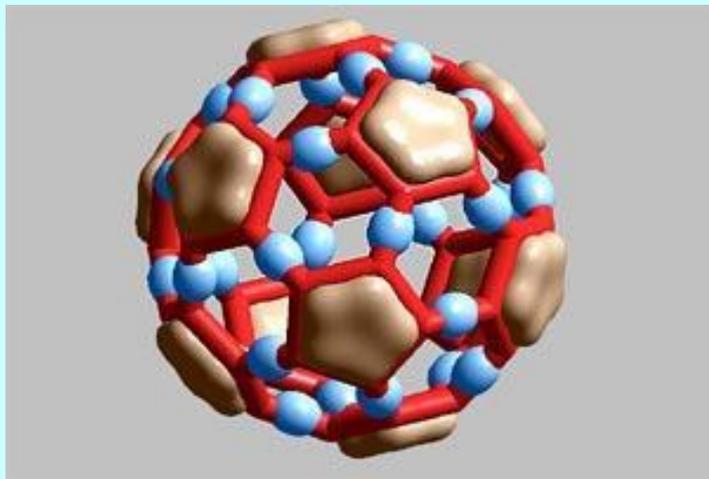
Искусственно получают еще одну аллотропную модификацию углерода — **карбин**. Это порошок черного цвета с вкраплениями более крупных частиц.



# 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

# Химические свойства углерода

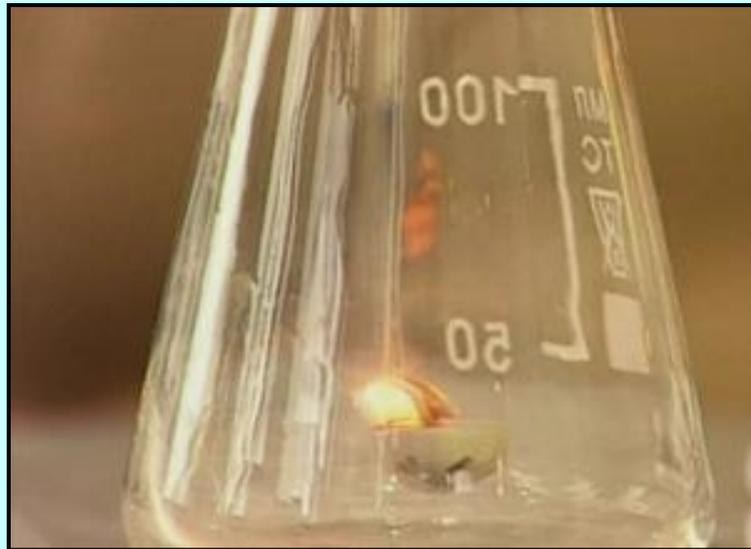
Атомы углерода могут принимать недостающие до октета 4 электрона, проявляя при этом ***окислительные свойства:***



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

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

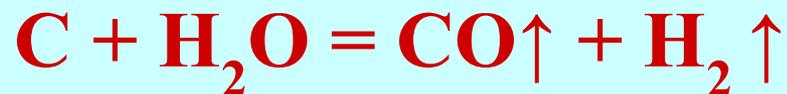
г) С азотом углерод непосредственно не взаимодействует.



# Химические свойства углерода

Углерод выступает в роли восстановителя по отношению к сложным веществам:

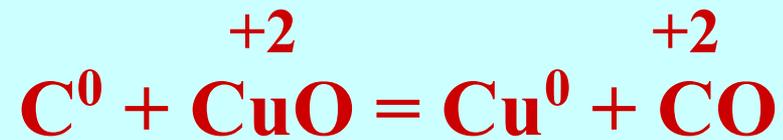
а) при пропускании водяного пара через раскаленный уголь образуется смесь углерода (II) с водородом (водяной газ)



водяной газ

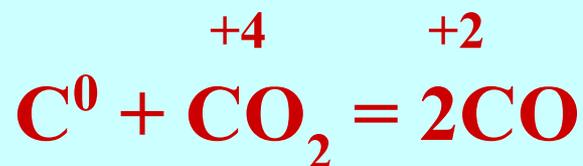
# Химические свойства углерода

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

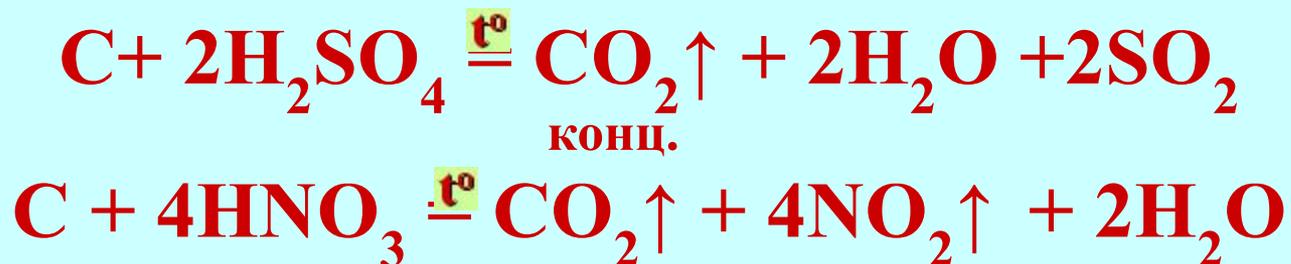


# Химические свойства углерода

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:



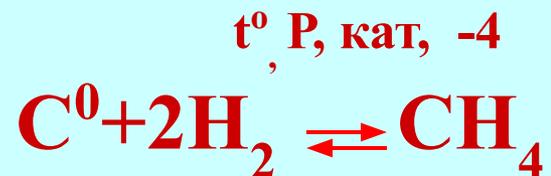
# Химические свойства углерода

## 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:

-4



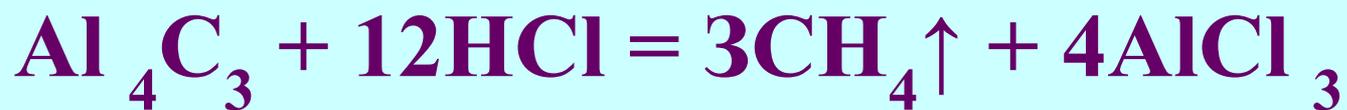
-1



# 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

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

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

Карбоксигемоглобин – труднорастворимое соединение гемоглобина 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

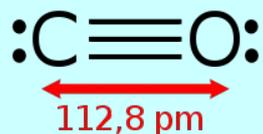


При сильном отравлении, пострадавшего вынести на свежий воздух или надеть изолирующий противогаз, освободить от стесняющей дыхание одежды, придать телу удобное положение, при необходимости сделать искусственное дыхание

# Кислородные соединения углерода

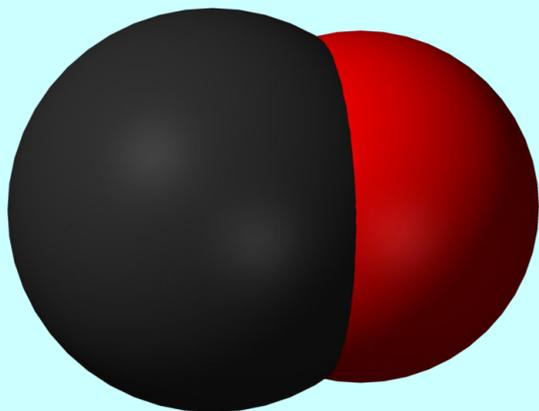
Строение молекулы монооксида углерода.

**Молекула CO очень прочная.**



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

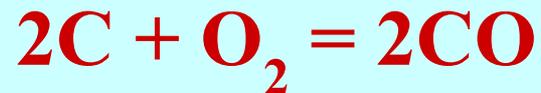
**Молекула CO образована с помощью двух ковалентных связей и одной донорно-акцепторной связи.**



# Кислородные соединения углерода

**Монооксид углерода**

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



# Кислородные соединения углерода

## Химические свойства CO.

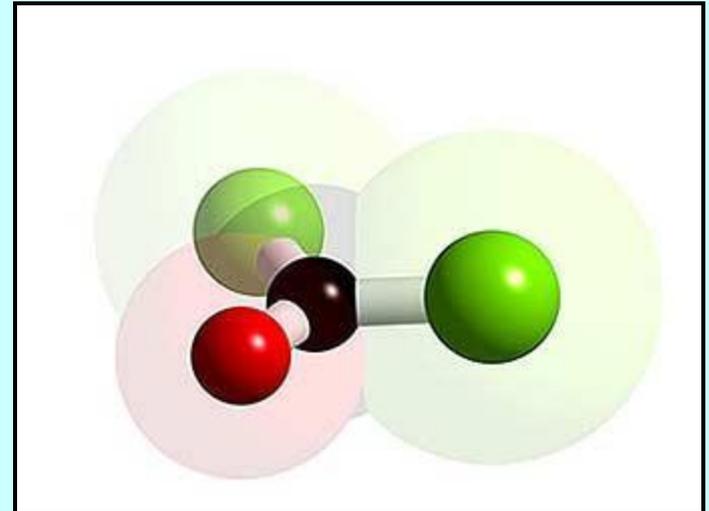
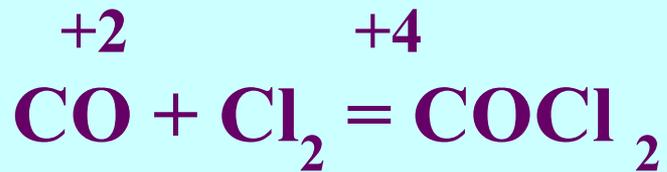
**Монооксид углерода - несолеобразующий оксид:** он не взаимодействует в обычных условиях с водой, кислотами и щелочами, т.е. не вступает ни в какие кислотно-основные взаимодействия. Проявляет химическую активность как сильный восстановитель:



# 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

**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 **CO<sub>2</sub>** (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:

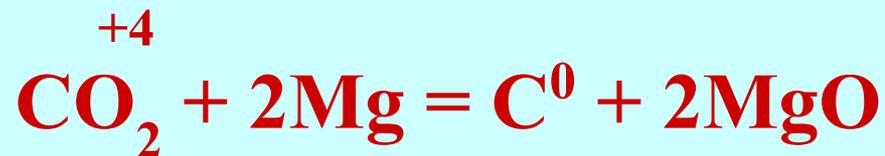
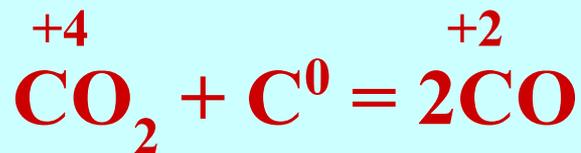


**Твердые щелочи поглощают углекислый газ из воздуха.**

# 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 $\text{CO}_2$

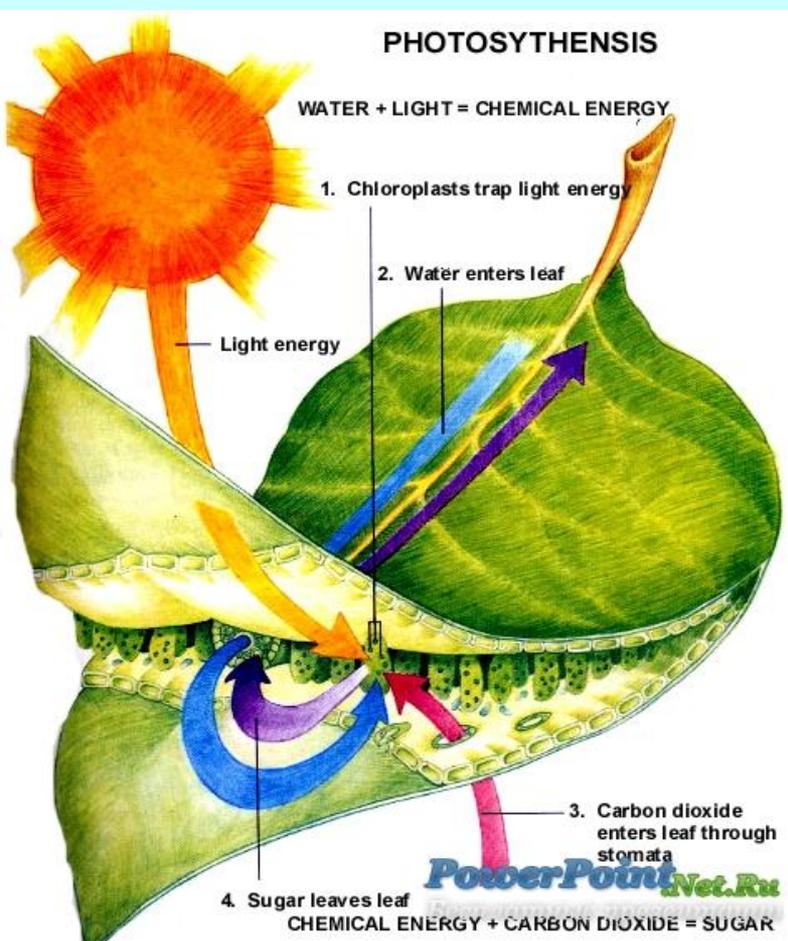
На глубине водоемов особая группа метанообразующих бактерий переводит

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



# Кислородные соединения углерода

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

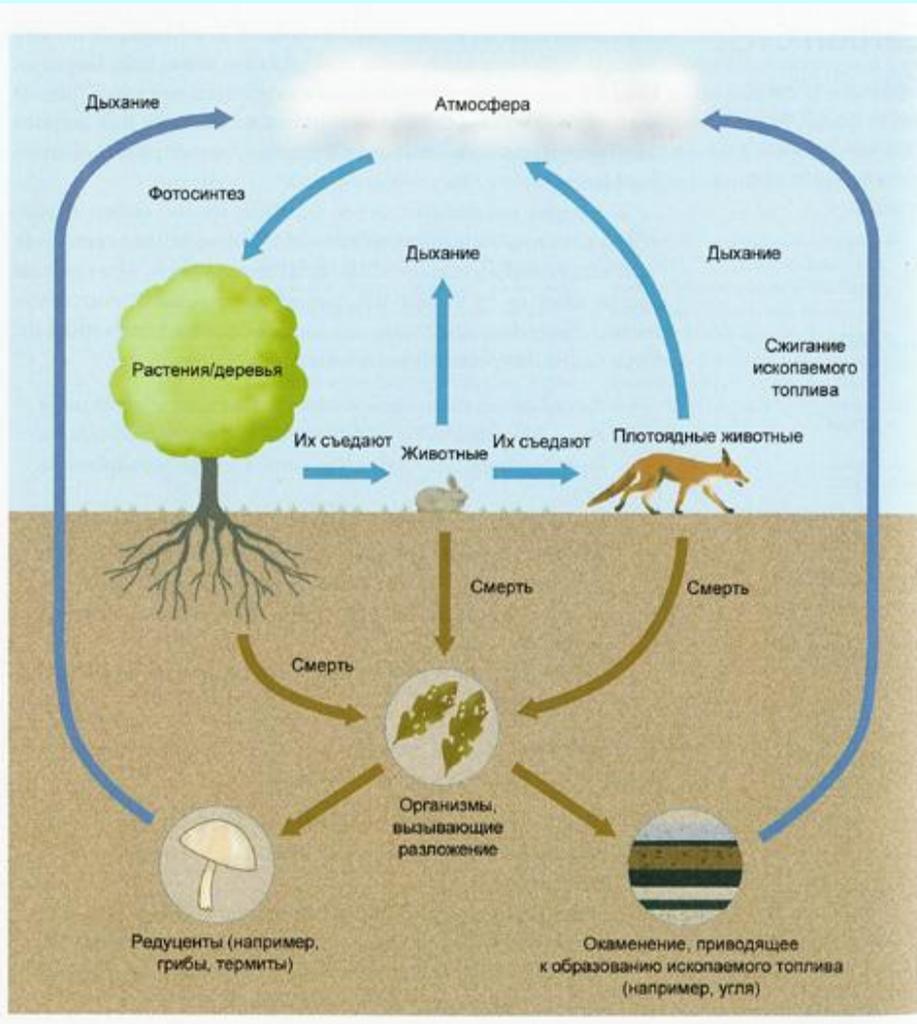


Важнейшая биохимическая реакция с участием  $\text{CO}_2$  - процесс фотосинтеза:



# Кислородные соединения углерода

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



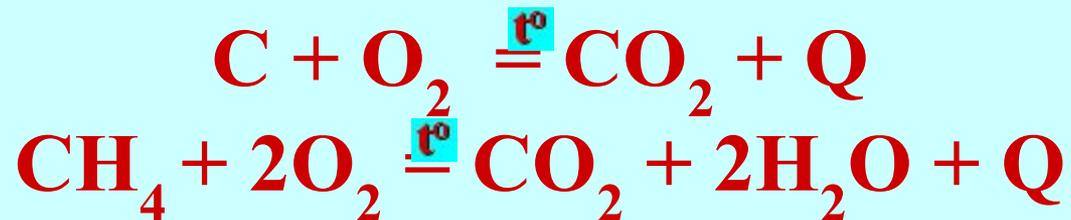
**Процессы окисления органических веществ (в частности, многочисленные реакции горения, дыхания, брожения) в совокупности с процессом фотосинтеза обеспечивают круговорот углекислого газа в природе.**

# 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

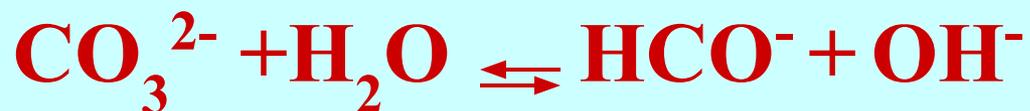
## 3. Растворимые карбонаты

взаимодействуют с растворимыми солями, если одна из вновь образовавшихся солей нерастворима в воде, например:



# Химические свойства карбонатов

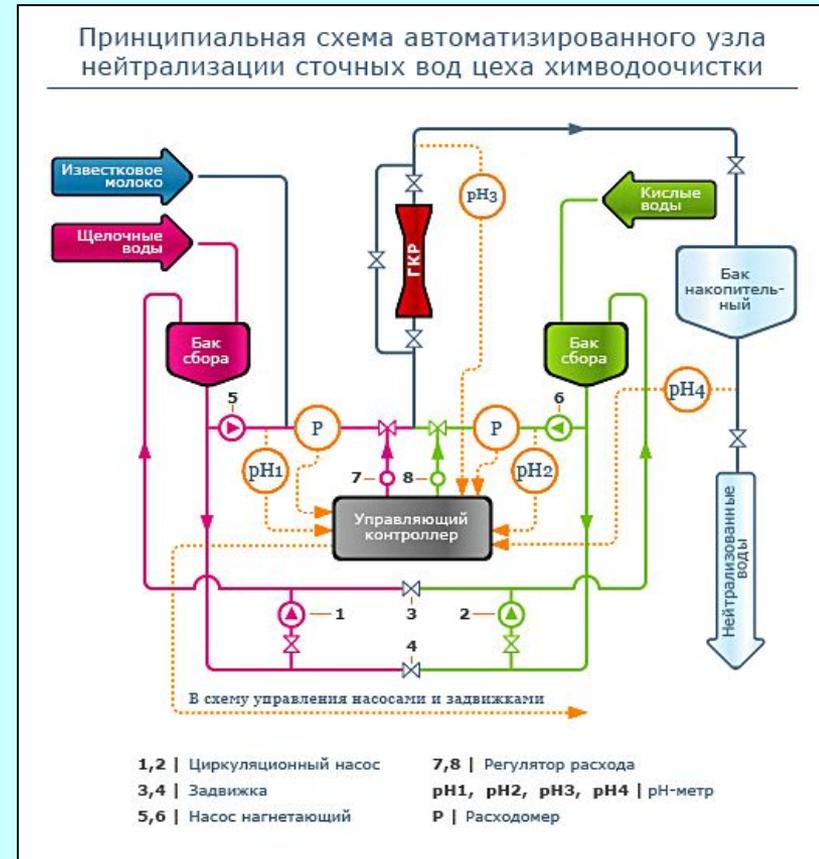
4. Растворимые в воде карбонаты, как соли слабой кислоты, подвергаются гидролизу (в основном по первой ступени):



# 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:

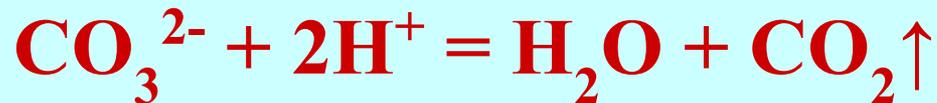


Так как **щелочь** - дорогое исходное сырье, на практике в настоящее время применяют аммиачно - хлоридный способ:



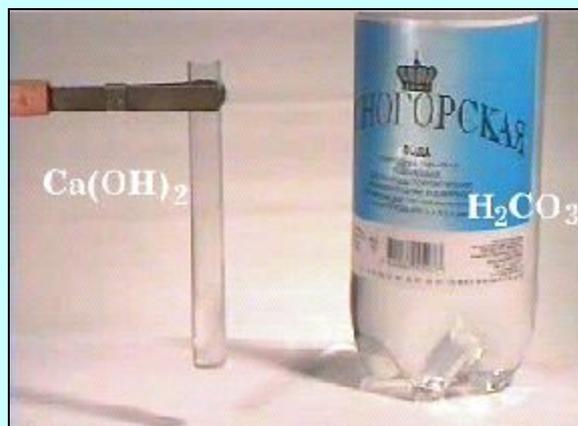
# Качественная реакция на карбонаты

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.**

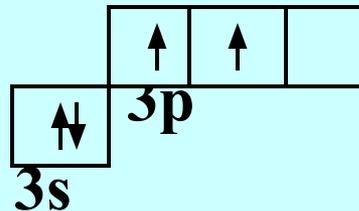
# Кремний и его соединения

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**)

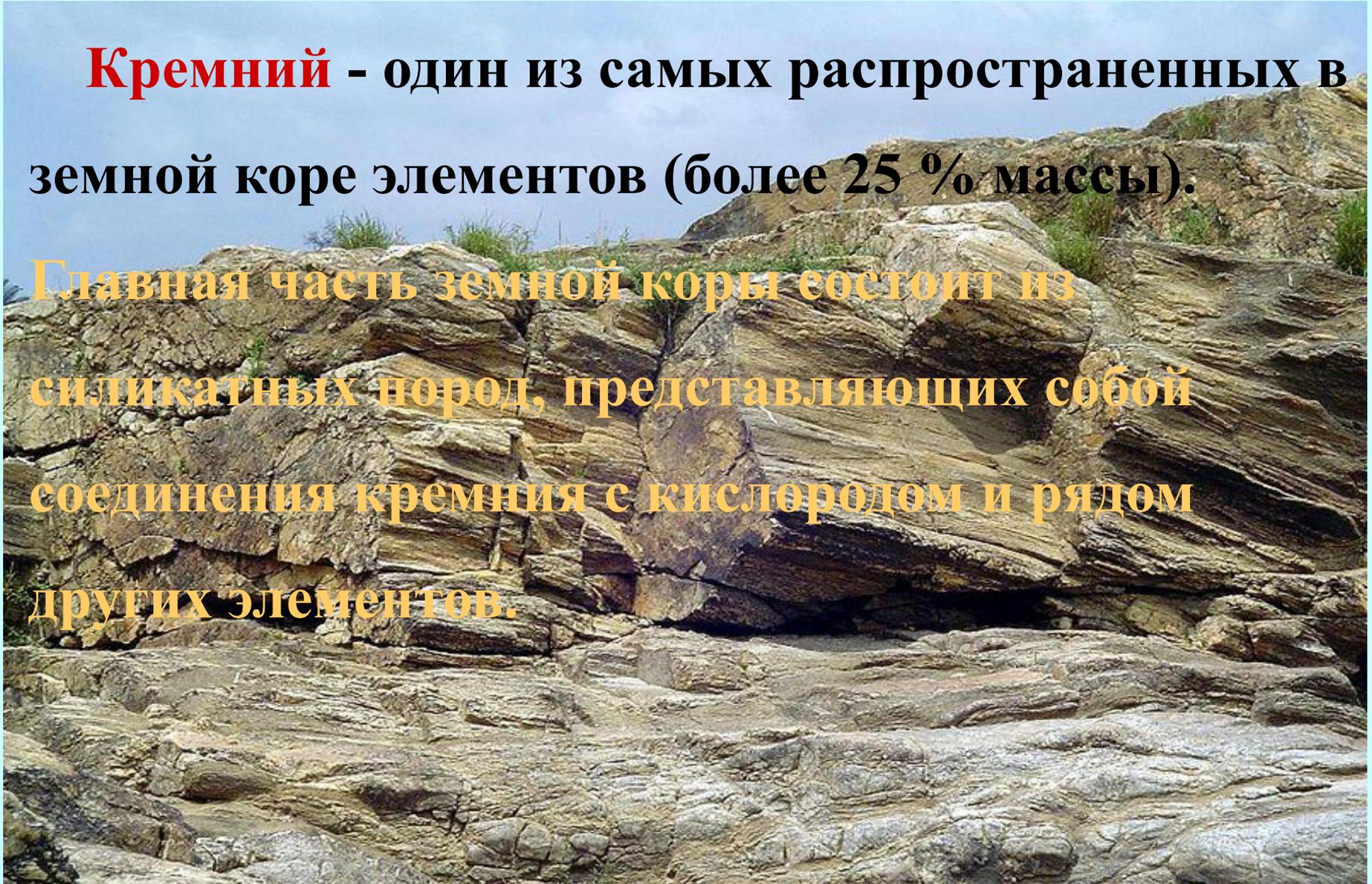
**+4** (оксид кремния (IV), кремниевая кислота  **$\text{H}_2\text{SiO}_3$**  и ее соли — силикаты, галогениды кремния (IV)  **$\text{SiF}_4$** , и др.)

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.



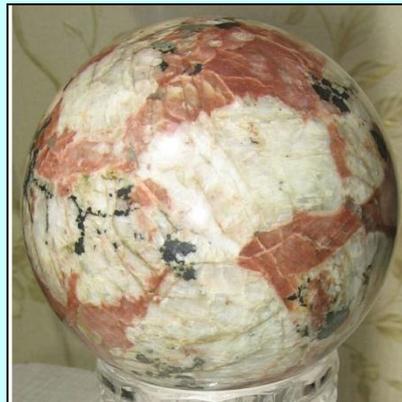
# Нахождение в природе кремния

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

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

*полевой шпат*  $K_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 6SiO_2$ ,

*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).



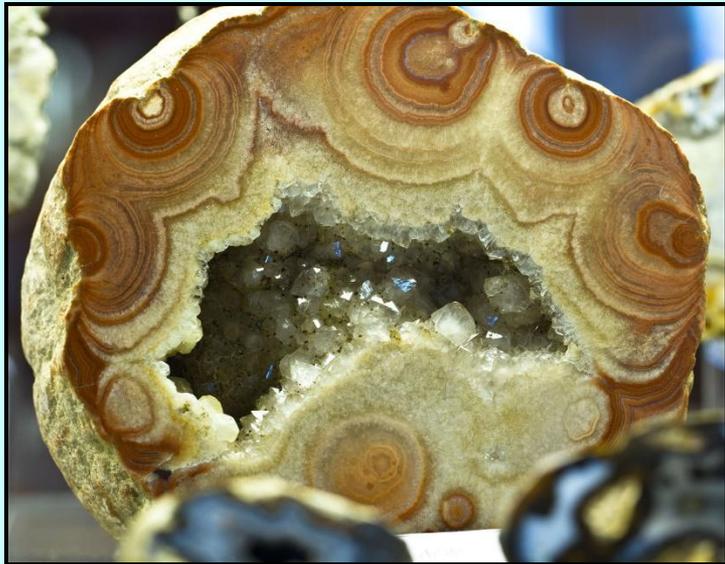
# Нахождение в природе кремния

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

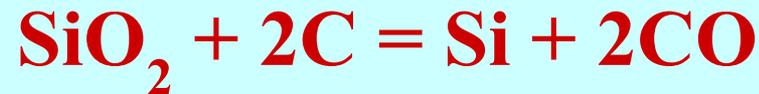
Оксид кремния (IV), окрашенный различными примесями, образует драгоценные и полудрагоценные камни - *агат, аметист, яшму*. В свободном виде кремний в природе не встречается.



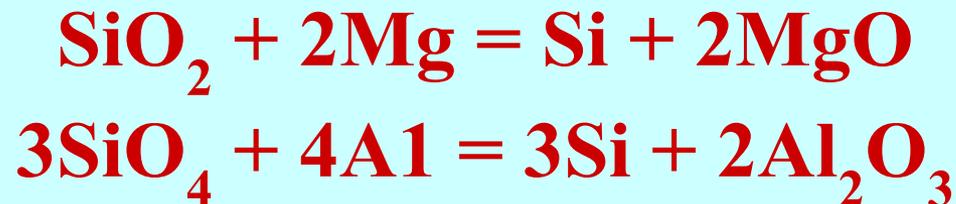
# Получение кремния

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:



# Физические свойства кремния

Полученный в промышленности

**аморфный кремний** представляет собой  
**бурый порошок** с температурой плавления  
1420 °С.



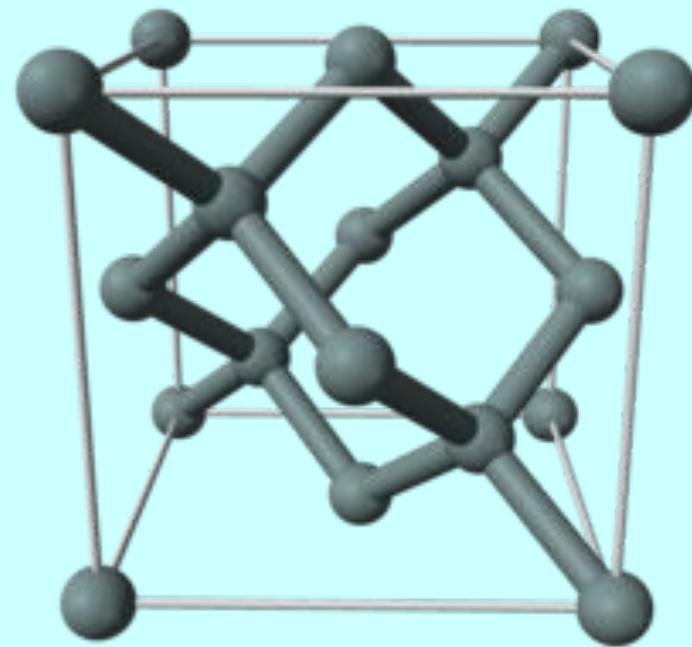
# Физические свойства кремния

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



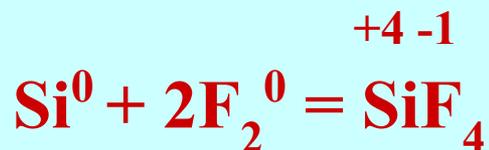
# Химические свойства кремния

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.

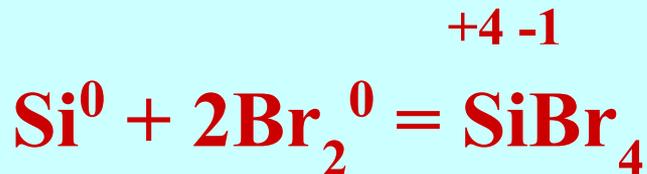
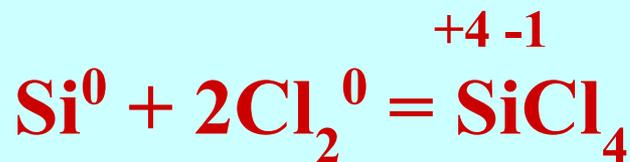


# Химические свойства кремния

При комнатной температуре он взаимодействует только с фтором.

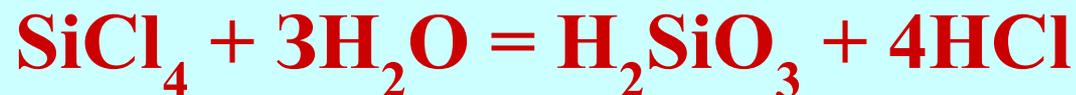


При температуре 400—600 °С кремний реагирует с хлором и бромом, а в кислороде измельченный кремний сгорает.



# 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

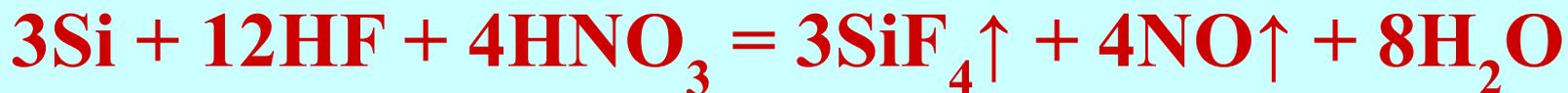
## Кремний как восстановитель

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:

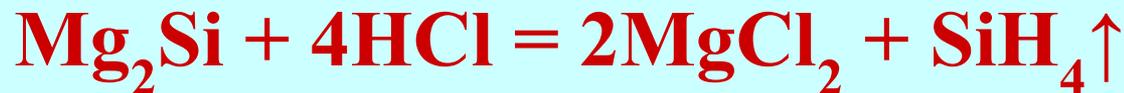


# Химические свойства кремния

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



При обработке силицида магния соляной кислотой или водой образуется простейшее водородное соединение кремния - **силан  $\text{SiH}_4$** :



# Оксид кремния (IV)

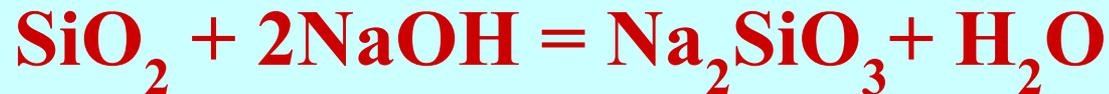
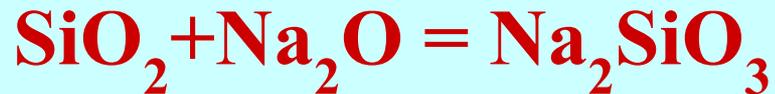
Оксид кремния (IV)  $\text{SiO}_2$  (диоксид кремния, кремнезем, ангидрид кремниевой кислоты) - твердое тугоплавкое вещество (температура плавления  $1713\text{ }^\circ\text{C}$ ), нерастворимое в воде; из всех кислот только фтороводородная кислота постепенно разлагает его:



# 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.



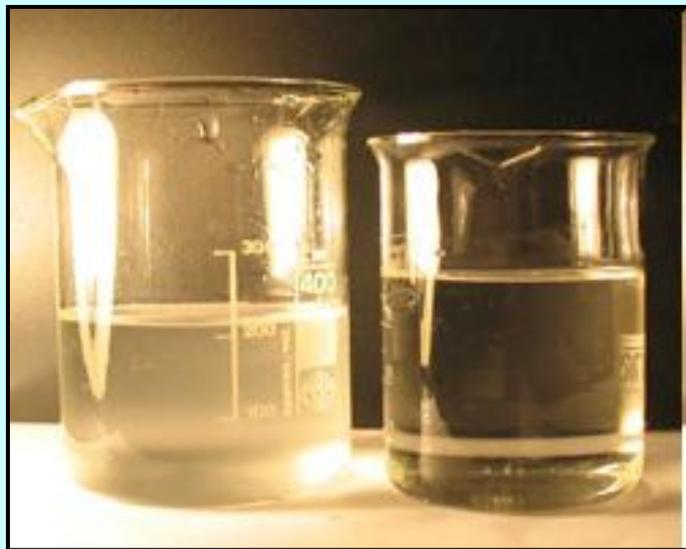
# Силикаты

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



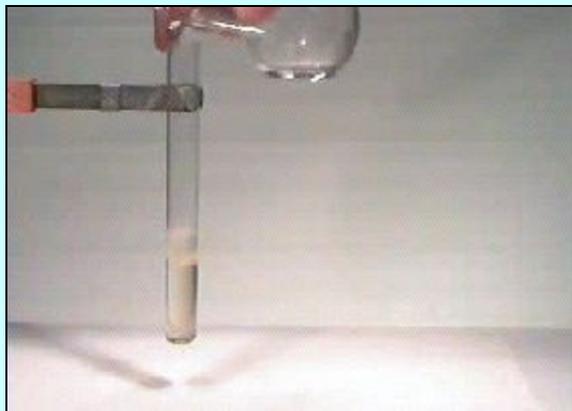
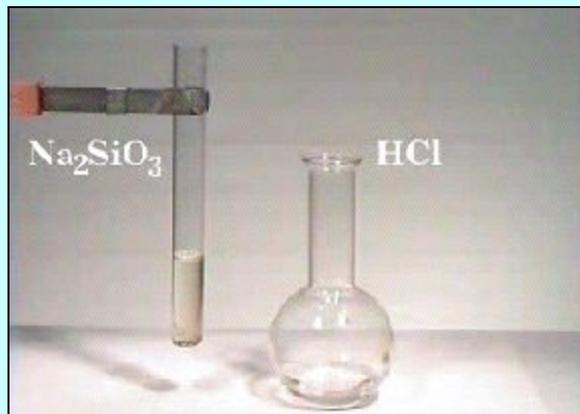
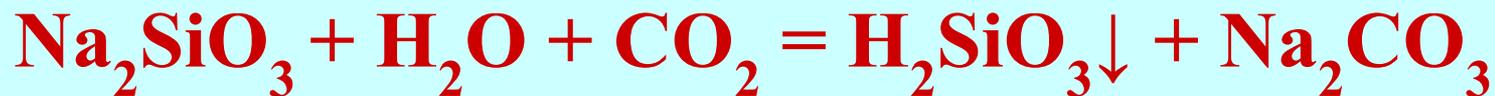
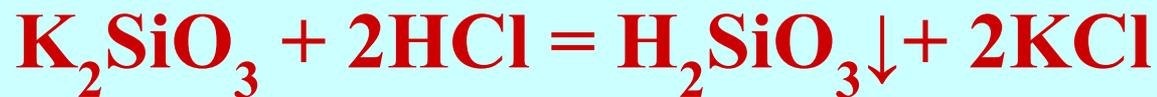
# Кремниевая кислота и ее соли

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  $\text{SiO}_2$ :

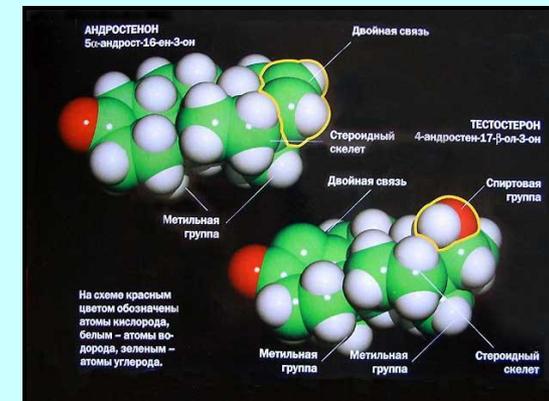
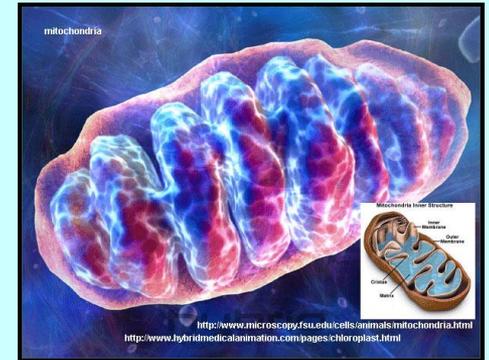
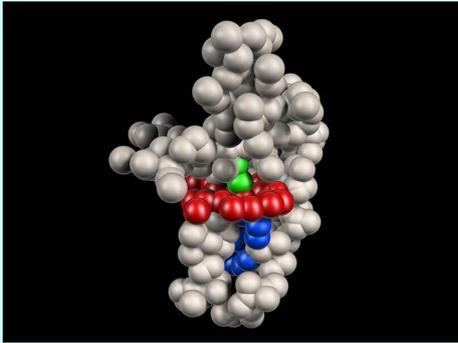


# Медико-биологическое значение

## 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

**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

Нарушение обмена кремния связывают с возникновением гипертонии, ревматизма, гепатита, язвы, малокровия. В медицинской практике применяют карбид кремния - **карборунд SiC** - для шлифовки пломб и пластмассовых протезов.

