

Кубанский государственный аграрный  
университет

Кафедра неорганической и аналитической химии

# Углерод

Костенко Е.С.,  
Пестунова С.А.,  
Кайгородова Е.А.

Краснодар 2012



<b>C</b>	<b>6</b>
УГЛЕРОД 12,011	
$2s^2 2p^2$	4 2

**Углерод** (лат. Carboneum) – химический элемент IV группы главной подгруппы 2 периода периодической системы элементов. Неметалл

Символ	<b>C</b>	Валентный уровень	<b><math>2s^2 2p^2</math></b>
Атомная номер	<b>6</b>	Радиус атома	<b>91 пм</b>
Атомная масса	<b>12,011 а.е.м.</b>	Электроотрицательность	<b>2,55</b>

## Изотопы

Природный углерод состоит из двух стабильных изотопов  $^{12}\text{C}$  (98,93%) ,  $^{13}\text{C}$  (1,07%) и одного радиоактивного изотопа  $^{14}\text{C}$  ( $\beta$ -излучатель,  $T_{1/2} = 5730$  лет)

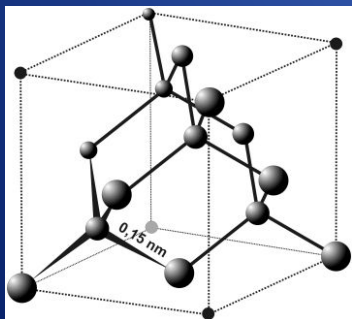
# Физические свойства

Углерод существует во множестве аллотропных модификаций с очень разнообразными физическими свойствами. Разнообразие модификаций обусловлено способностью углерода образовывать химические связи разного типа.

## Аллотропные модификации углерода

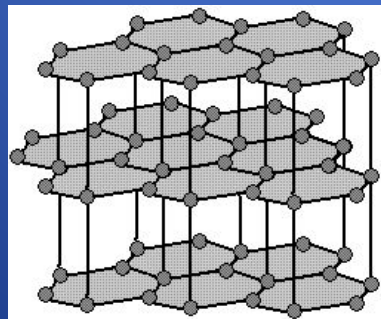
### Алмаз

$sp^3$ -гибридизация, прочные ковалентные тетраэдрические  $\sigma$ -связи  
изолятор  
плотность 3,47-3,55 г/см<sup>3</sup>  
твердость 10



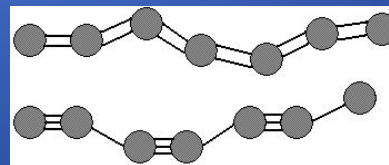
### Графит

$sp^2$ -гибридизация, слоистая структура, большое расстояние и непрочные связи между слоями  
хорошая электропроводность  
плотность 2,09-2,23 г/см<sup>3</sup>  
твердость 1-2



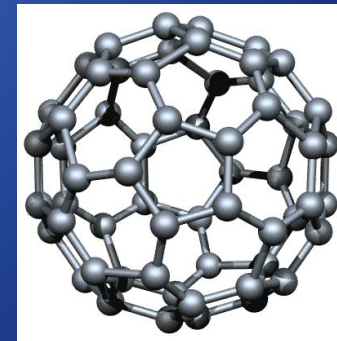
### Карбин

$sp$ -гибридизация, линейный полимер, твердое вещество  
Состоит из углеродных фрагментов  
–C≡C–C≡C– или =C=C=C=C=  
плотность 1,9-2 г/см<sup>3</sup>, полупроводник



### Фуллерит

Состоит из фуллеренов C<sub>60</sub>, C<sub>70</sub>, имеющих форму сферы, между молекулами фуллерена в кристалле фуллерита присутствует ван-дер-ваальсовская связь  
плотность 1,7 г/см<sup>3</sup>





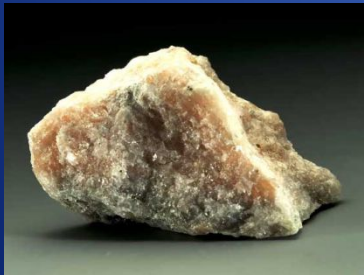
# Распространенность

Содержание углерода в земной коре 0,48% по массе. Свободный углерод находится в природе в виде алмаза и графита.

Основная масса углерода встречается в виде природных карбонатов (известняки и доломиты), горючих ископаемых - антрацит (94-97% C), бурые угли (64-80% C), каменные угли (76-95% C), горючие сланцы (56-78% C), нефть (82-87% C), природные горючие газы (до 99%  $\text{CH}_4$ ), торф (53-62% C).

В атмосфере и гидросфере углерод находится в виде  $\text{CO}_2$ , в воздухе содержится 0,046%  $\text{CO}_2$  по массе, в водах рек, морей и океанов примерно в 60 раз больше.

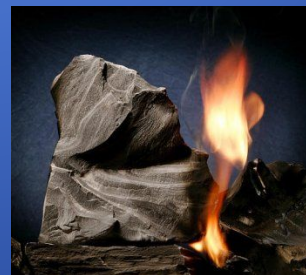
Углерод входит в состав растений и животных (около 18%)



известняк



антрацит



горючие  
сланцы



торф

# Получение

Элементарная природа углерода установлена Антуаном Лавуазье в конце 1780-х гг.

Самый чистый углерод (сажа) образуется при крекинге метана:



Антуан Лоран  
Лавуазье

Технический углерод получают при нагревании древесины или каменного угля без доступа воздуха. Из древесины получают древесный уголь и активированный уголь, а из каменного угля – кокс.



# Химические свойства

**Углерод** – химически малоактивен

На холоду реагирует только со фтором:  $C + 2 F_2 = CF_4$

Углерод проявляет как окислительные, так и восстановительные свойства

Восстановительные свойства	Окислительные свойства
1. $C + O_2 = CO_2$ – ниже 500 °С	1. $2C + Ca = CaC_2$
2. $C + H_2O = CO + H_2$ – выше 1200 °С	2. $3C + CaO = CaC_2 + CO$
$C + 2H_2O = CO_2 + 2H_2$ – около 1000 °С	3. $C + 2H_2 = CH_4$
3. $C + CuO = Cu + CO$ – при нагревании	
4. $3C + 4HNO_{3(конц)} = 3CO_2 + 4NO + 2H_2O$	

## Соединения углерода в ст. ок. - 4

**Углеводороды** ( $\text{CH}_4$ ,  $\text{C}_2\text{H}_2$ ,  $\text{C}_6\text{H}_6$ ) – самый обширный класс соединений углерода в степени окисления -4.

Взаимодействие углерода с металлами, или оксидами металлов приводит к образованию **карбидов**.

Различают 2 группы карбидов:

- 1. Карбиды металлического характера** - карбиды переходных металлов, например  $\text{Fe}_3\text{C}$ . Им присуща электронная проводимость, металлический блеск, химическая инертность, термостойкость.
- 2. Ионные карбиды** – образованы более электроположительными металлами. Бесцветны, прозрачны, не проводят электрический ток. Ионные карбиды подвергаются полному гидролизу:





## Оксид углерода (II), CO

Оксид углерода (II), CO (угарный газ) – бесцветный газ, без запаха, плохо растворим в воде. CO – ядовит, так как соединяется с гемоглобином крови.



Наличие тройной связи в молекуле CO обуславливает высокую прочность молекулы ( $E = 1080$  кДж/моль). Длина связи составляет 112,8 пм.

### Получение



Нагревание без доступа воздуха

В лаборатории CO получают действуя конц.  $\text{H}_2\text{SO}_4$  на  $\text{HCOOH}$  или  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$

CO – несолеобразующий оксид.

В промышленности используется как восстановитель



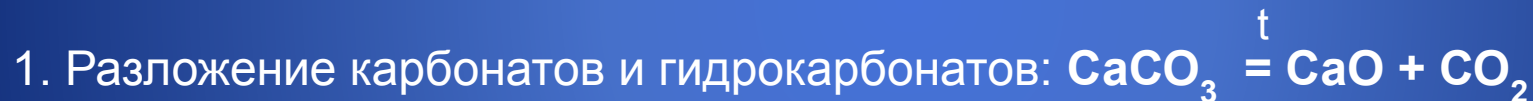
## Оксид углерода (IV), CO<sub>2</sub>

Оксид углерода (IV), CO<sub>2</sub> (углекислый газ) – бесцветный негорючий газ, значительно тяжелее воздуха, со слабым кисловатым запахом и вкусом



Атом С связан полярными ковалентными связями с двумя атомами углерода. Молекула имеет симметричное линейное строение, поэтому в целом неполярна

### Получение



3. Действие сильных кислот на карбонаты и гидрокарбонаты:



4. Спиртовое брожение глюкозы:



# Химические свойства CO<sub>2</sub>

CO<sub>2</sub> – кислотный оксид, химически довольно инертен

1. Взаимодействие с водой: при растворении в воде около 1 % молекул CO<sub>2</sub> взаимодействует с водой, образуя очень слабую угольную кислоту:



2. Взаимодействие со щелочами и основными оксидами:

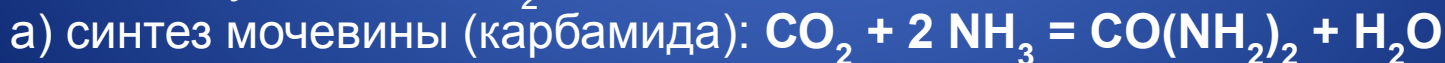


3. Взаимодействие с водными растворами солей, образованных кислотами более слабыми, чем H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>: Na<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub> + CO<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>O = H<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub> ↓ + Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>

4. При высокой температуре CO<sub>2</sub> реагирует с очень активными металлами, а также другими сильными восстановителями:



5. Синтезы с участием CO<sub>2</sub>:



б) получение питьевой соды по методу Сольвэ:



## Угольная кислота и карбонаты

$\text{H}_2\text{CO}_3$  – слабая 2-х основная кислота. Диссоциирует ступенчато с образованием гидрокарбонат- и карбонат-анионов:



Растворимые в воде карбонаты щелочных металлов и аммония подвергаются гидролизу ( $\text{pH} > 7$ ):  $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{NaOH} + \text{NaHCO}_3$

### Химические свойства карбонатов

1. Карбонаты при нагревании разлагаются:  $\text{CaCO}_3 \xrightarrow{t} \text{CaO} + \text{CO}_2 \uparrow$
2. Кислоты разлагают карбонаты, вытесняя из них угольную кислоту в виде  $\text{H}_2\text{O}$  и  $\text{CO}_2$ :  $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{HNO}_3 = 2\text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$
3. При пропускании  $\text{CO}_2$  в растворы карбонатов происходит образование кислых солей:  $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{NaHCO}_3$

В природе происходит медленное растворение известняков под действием атмосферных осадков и  $\text{CO}_2$ :  $\text{CaCO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$



# Гидрокарбонаты

Катионы  $\text{NH}_4^+$ , щелочных и щелочноземельных металлов, а также некоторые 2-х-зарядные катионы образуют соли с анионом  $\text{HCO}_3^-$ . Все они хорошо растворимы в воде (кроме  $\text{NaHCO}_3$ )

При кипячении растворов гидрокарбонатов происходит их превращение в карбонаты или гидроксиды металлов с отщеплением  $\text{CO}_2$ :



## Качественная реакция на карбонат анионы

1. Распознавание карбонатов в виде твердых веществ производят с помощью разбавленных растворов  $\text{HCl}$  и  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Выделяющийся при этом  $\text{CO}_2$  определяют по помутнению известковой воды:



2. Распознавание карбонат-анионов в растворе можно осуществить введением катионов  $\text{Ca}^{2+}$ , что приводит к выпадению в осадок нерастворимого  $\text{CaCO}_3$

# Применение

## Графит:

- используется в карандашной промышленности
- используют в качестве смазки при особо высоких или низких температурах

## Алмаз:

- благодаря своей твердости используется как абразивный материал
- ограненные алмазы – бриллианты используются в качестве драгоценных камней и ювелирных украшений

В фармакологии и медицине широко используются различные соединения углерода – производные угольной кислоты и карбоновых кислот: карболен (активированный уголь), применяется для абсорбции и выведения из организма различных токсинов; графит(в виде мазей) используют для лечения кожных заболеваний

Углерод является составляющей частью стали (до 2,14 % масс.) и чугуна (более 2,14 % масс.)

Углерод в виде ископаемого топлива: угля, нефти, природного газа - важнейший источник энергии

# Биологическая роль

Углерод является основой всех органических веществ. Любой живой организм состоит в значительной степени из углерода. Углерод — основа жизни. Источником углерода для живых организмов обычно является  $\text{CO}_2$  из атмосферы или воды.

В результате фотосинтеза он попадает в биологические пищевые цепи, в которых живые существа поедают друг друга или останки друг друга и тем самым добывают углерод для строительства собственного тела. Биологический цикл углерода заканчивается либо окислением и возвращением в атмосферу, либо захоронением в виде угля или нефти.

## Фотосинтез

$\text{CO}_2$  — биохимически активное вещество: в листьях растений на свету из  $\text{CO}_2$  и  $\text{H}_2\text{O}$  образуются углеводы и кислород:

