Углерод и его соединения

Общая характеристика элементов IV группы

Углерод:

- Строение и аллотропия
- Химические свойства
- Круговорот в природе

Оксиды углерода:

- Угарный газ
- Углекислый газ

Угольная кислота и её соли

Общая характеристика элементов IV группы

В главную подгруппу IV группы Периодической системы элементов Д.И.Менделеева входят элементы: углерод $_{6}C$, кремний $_{14}Si$, германий $_{32}Ge$, олово $_{50}Sn$ и свинец $_{82}Pb$.

Углерод и кремний относятся к неметаллам, германий и олово - амфотерные элементы, свинец проявляет преимущественно металлические свойства.

Открытие элемента
IV
C 6
Si 14
22 Ti
Ge 32
40 Zr
Sn 50
72 Hf
Pb 82
104 Ku
Был известен еще доисторическим людям
Открыт в 1824 году Берцелиусом
Открыт в 1886 году Винклером
Известен древним цивилизациям
Известен еще древним цивилизациям

Происхождение названия

IV	
C	6
Si	14
22	Ti
Ge	32
40	Zr
Sn	50
72	Hf
Pb	82
104	Ku

От лат. (carbo) - уголь

От лат. (silicis) - кремень

От лат. (Germania) - Германия

От лат. (stannum)

От лат. (plumbum)

Распространение в природе и основные минералы

Самым распространенным среди элементов IV группы является кремний. По распространенности на Земле он занимает 2-е место после кислорода. Распространен в форме кремнезема SiO_2 и различных силикатов. Также широко представлен в земной коре (16 место) углерод.

IV

C 6

Si 14

22 Ti

Ge 32

40 Zr

Sn 50

72 Hf

Pb 82

104 Ku

0,14%

В свободном состоянии - алмаз, графит

В связанном состоянии - уголь, нефть, карбонаты

27,6%

SiO_2 - кремнезем

$(Na,K,Ba)[AlSi_3O_8]$

полевые шпаты

Распространение в природе и основные минералы

IV

C	6
Si	14
22	Ti
Ge	32
40	Zr
Sn	50
72	Hf
Pb	82
104	Ku

0,0007%

Ag_8GeS_6 - аргироит

$Cu_3(Fe,Ge)S_8$ - полевые шпаты

0,004%

SnO_2 - касситерит

Cu_2FeSnS_4 - станнит

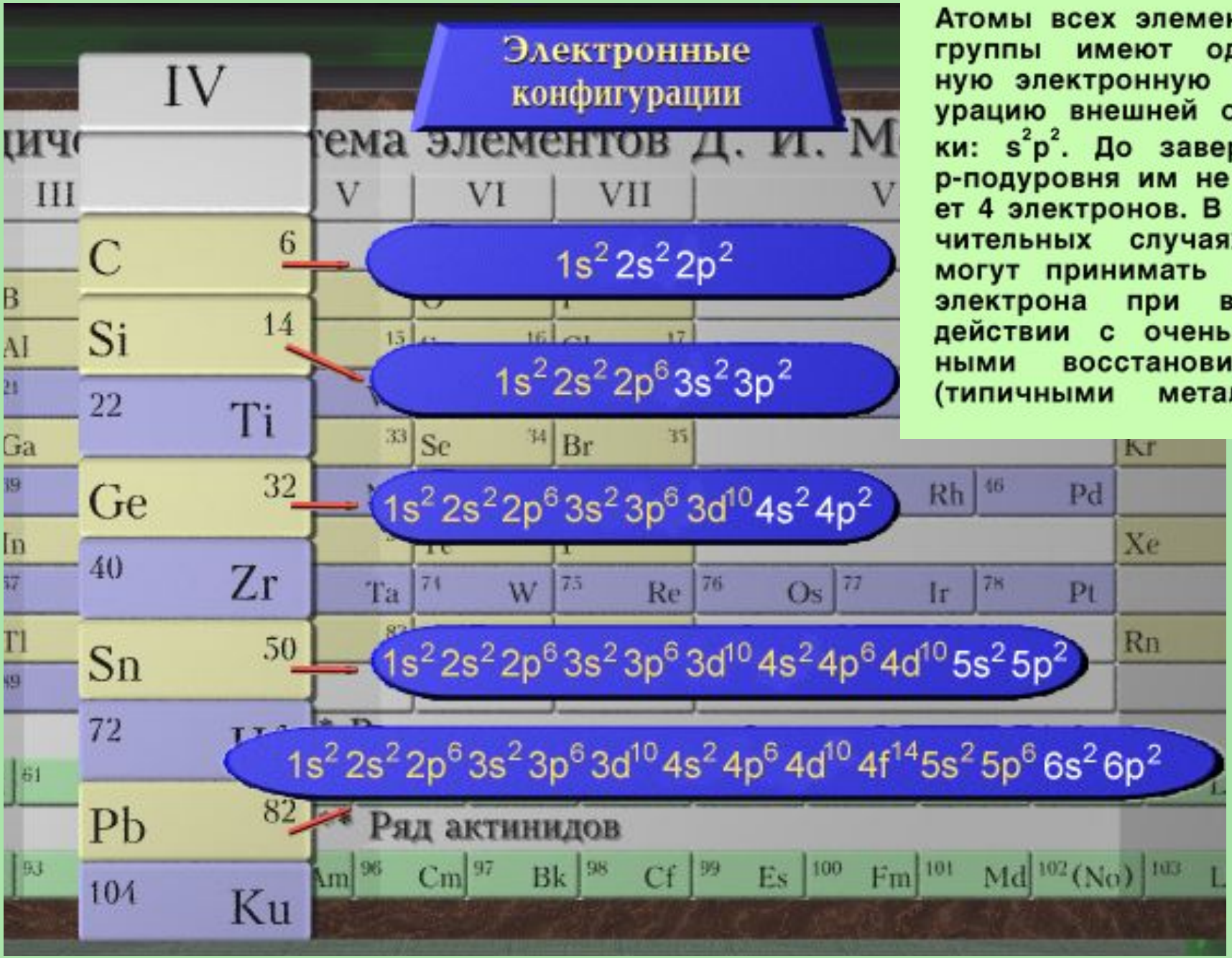
0,0016%

PbS - галенит

$PbSO_4$ - англезит

$PbCO_3$ - церуссит

Электронные конфигурации

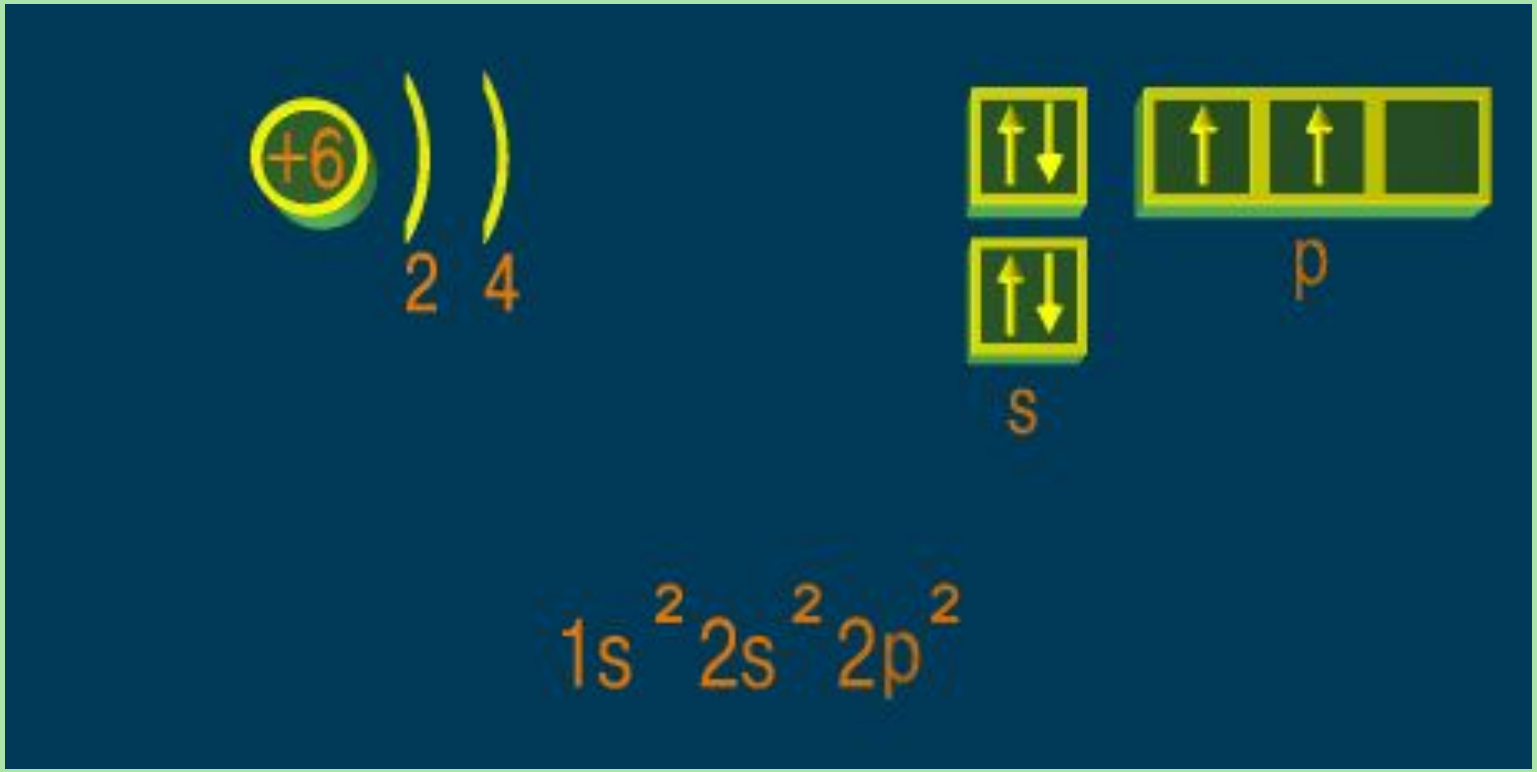


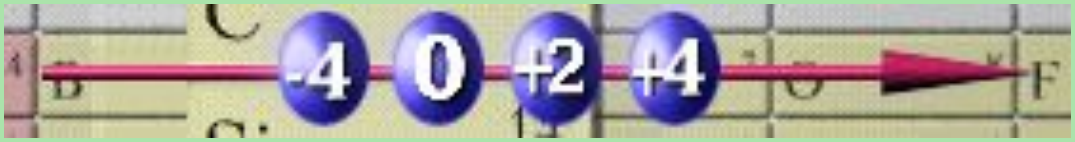
Атомы всех элементов IV группы имеют однотипную электронную конфигурацию внешней оболочки: s^2p^2. До завершения p-подуровня им не хватает 4 электронов. В исключительных случаях они могут принимать четыре электрона при взаимодействии с очень сильными восстановителями (типичными металлами).

Следует отметить значительную разницу в свойствах элементов IV группы. Это связано с тем, что по химическим свойствам C и Si - неметаллы, а от Ge к Pb возрастают металлические свойства и у Pb они преобладают. Реакционная способность элементов IV группы в целом возрастает при перемещении от углерода к свинцу.

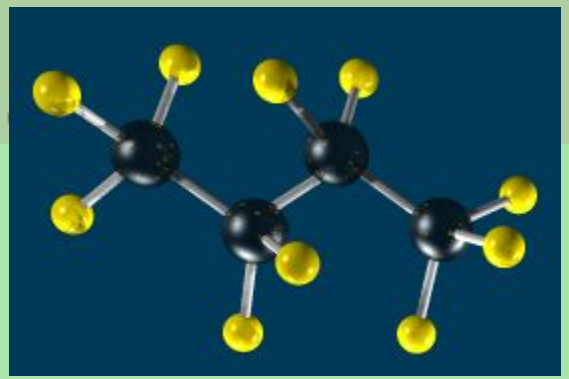
Углерод

C





Углерод может проявлять любые степени окисления от -4 до +4. Все соединения углерода делятся на два особых класса: органические соединения, в состав которых всегда входит углерод в степени окисления –4 и неорганические, к которым относят все остальные соединения.



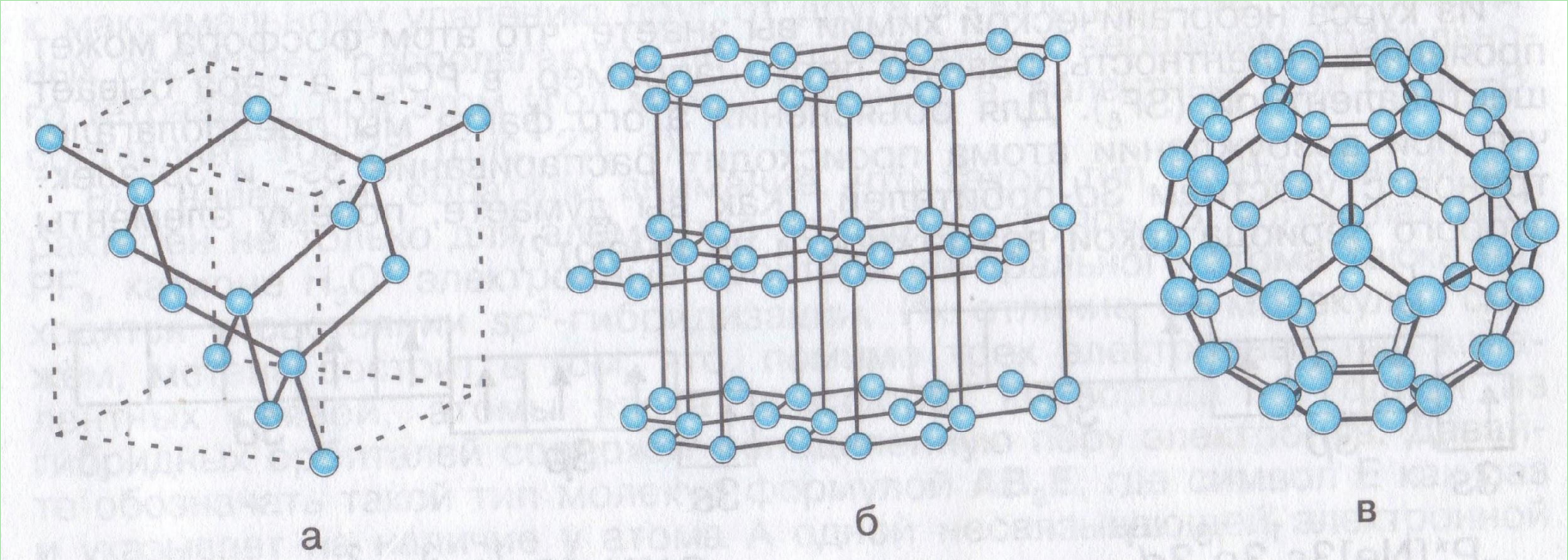
	АЛМАЗ	ГРАФИТ	КАРБИН	БУКИБОЛ
гибридизация	sp^3	sp^2	sp	sp^2
плотность, г/см^3	3,52	2,27	3,27	1,7
цвет, прозрачность	бесцветный, прозрачный	серо-черный, непрозрачный	бесцветный, прозрачный	темно-красный

Кристаллическая решетка алмаза состоит из атомов углерода, соединенных между собой прочными s-связями. В кристалле алмаза все связи эквивалентны и атомы образуют трехмерный каркас из сочлененных тетраэдров. В графите атомы углерода расположены в параллельных слоях, образуя гексагональную сетку.

Внутри слоя атомы связаны гораздо сильнее, чем один слой с другим, поэтому свойства графита сильно различаются по разным направлениям. Карбин - получен искусственным путем. Существует два вида карбина: поликумулен =C=C=C=C= и полиин -C≡C-C≡C-C≡C-. Букибол имеет сферическую форму, состоит из 60 или 70 атомов углерода.

Его также называют фуллерен.

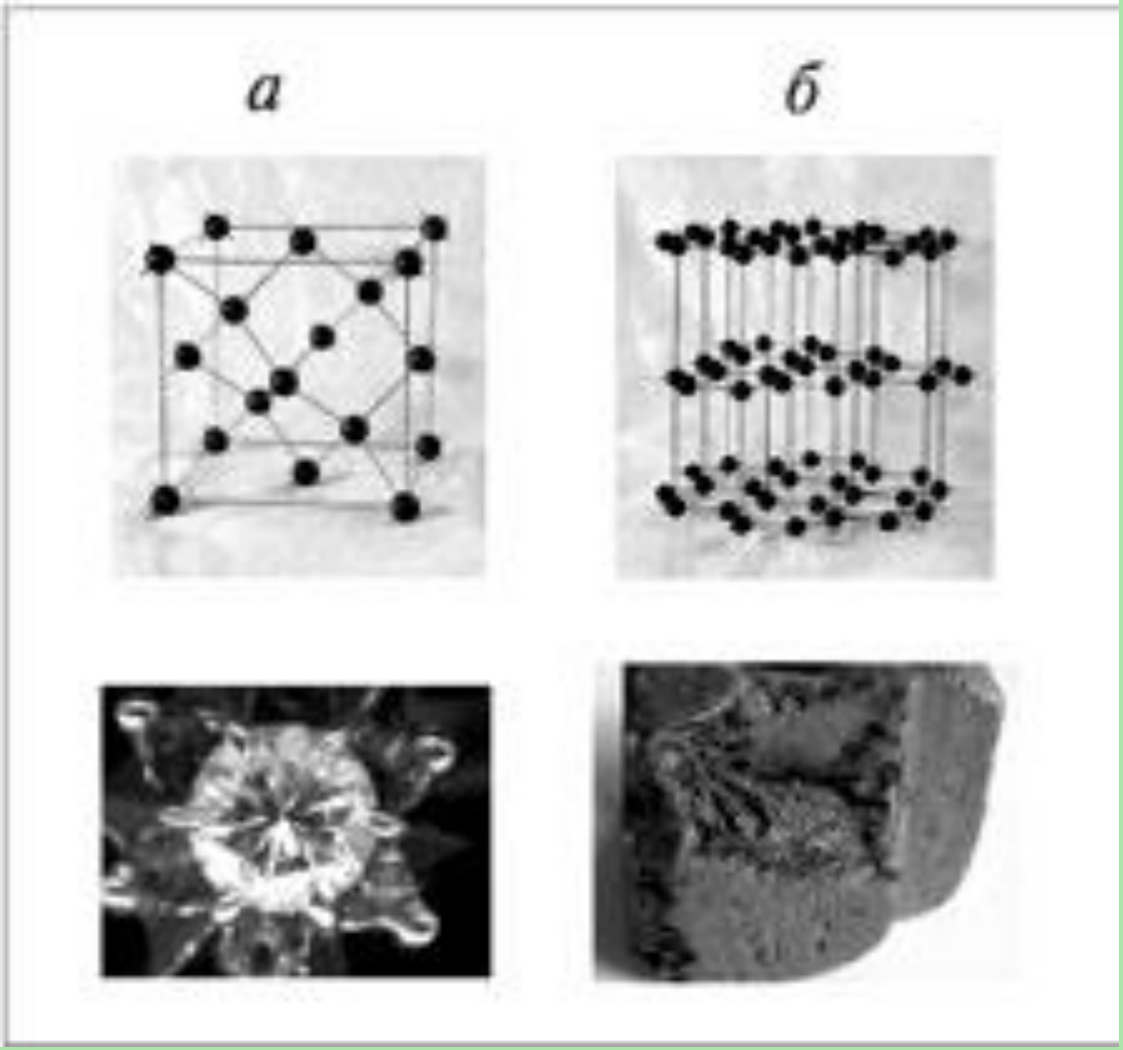
аллотропные модификации углерода



Структуры алмаза (а), графита (б) и фуллерена (в)

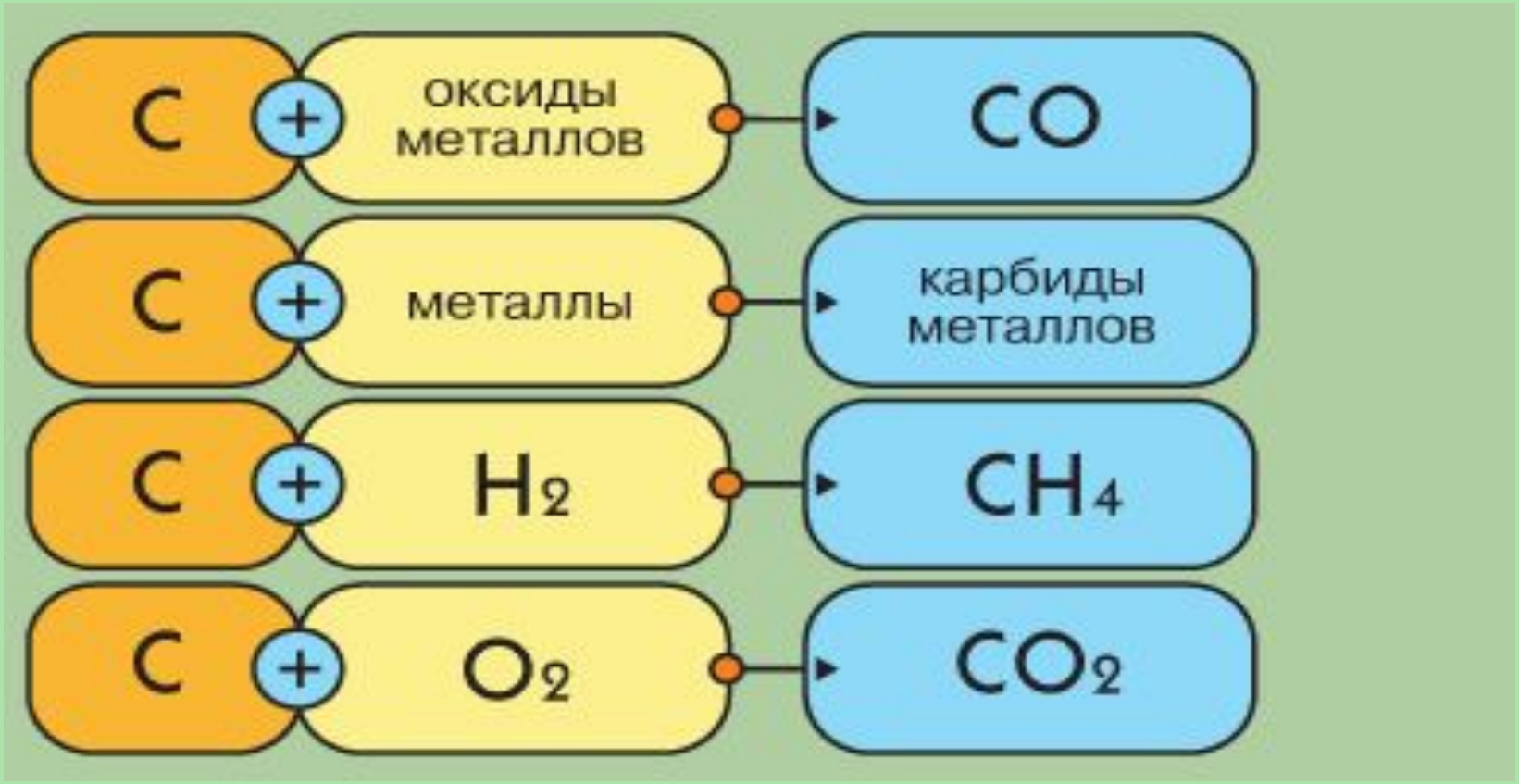
Кристаллические решётки алмаза (а) и графита (б)

а



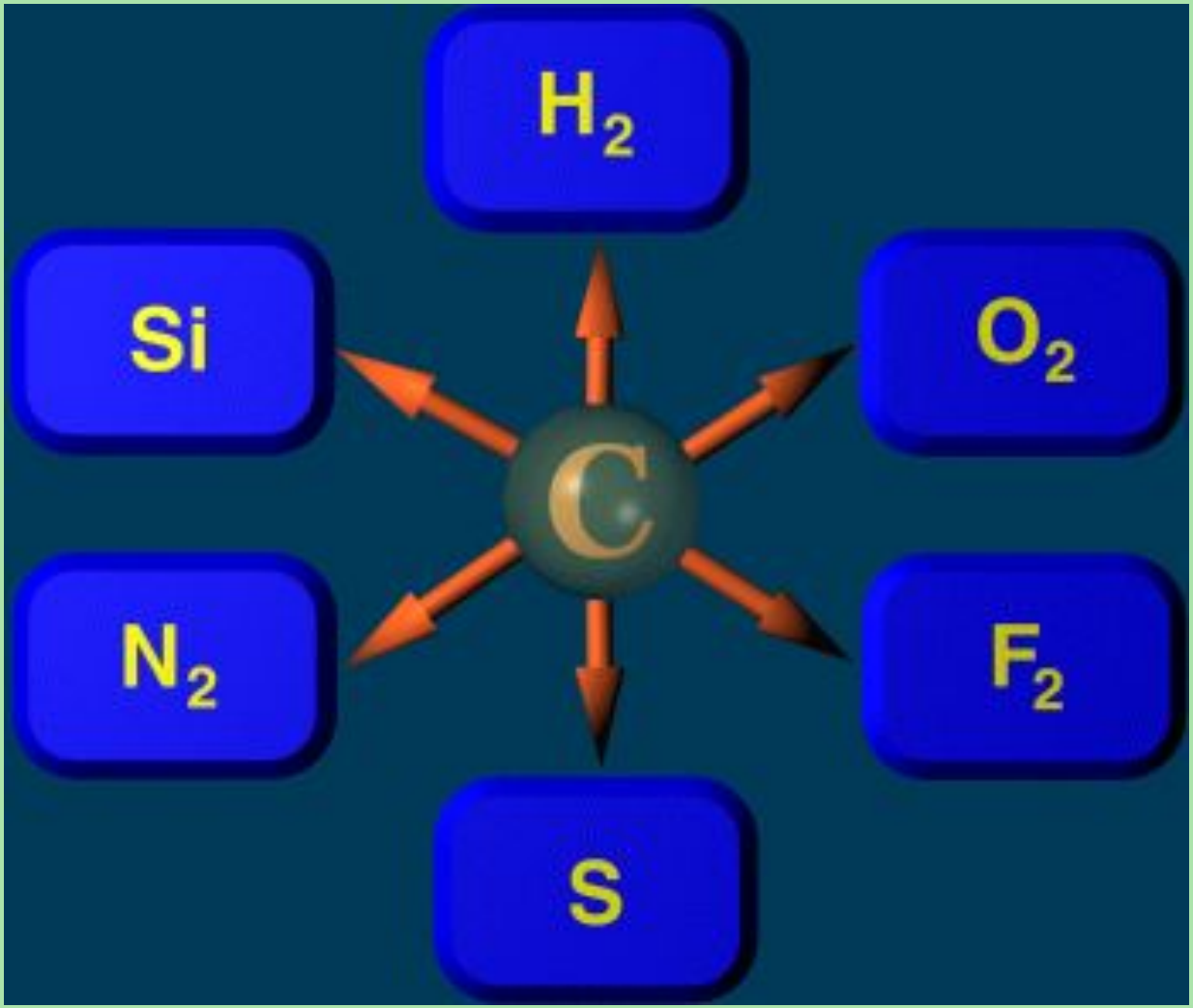
Химические свойства

При высоких температурах углерод окисляет водород и металлы. В реакциях с кислородом и оксидами металлов проявляет восстановительные свойства.



Металлы
Неметаллы
Оксиды металлов
C
Оксиды неметаллов
Водяной пар
Соли
Кислоты

Взаимодействие с неметаллами



При нагревании углерод соединяется с кислородом, образуя оксид углерода (IV), или углекислый газ:

$C + O_2 = CO_2$

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

$2C + O_2 = 2CO$

С водородом углерод соединяется только при высоких температурах и в присутствии катализаторов. В зависимости от температуры образуются различные углеводороды, например, метан:

$C + 2H_2 = CH_4$

Углерод взаимодействует при нагревании с серой и фтором, в электрической дуге с азотом:

$C + 2S = CS_2$

$C + 2F_2 = CF_4$

$2C + N_2 = (CN)_2$

$2C + O_2 = 2CO$ (сжигание на воздухе:

$C + O_2 = CO_2$ аморфный углерод - 300°C
графит - 600°C
алмаз - 800°C)

$C + 2H_2 = CH_4$ (600°C, р, кат. Pt)

$C + H_2 \rightarrow CH_4 + C_2H_4 + C_2H_2$ (1500-2000°C)

$C + 2F_2 = CF_4$ (выше 900°C)

$C + 2S = CS_2$ (700-800°C)

$2C + N_2 \leftrightarrows C_2N_2$ (эл. разряд)

$Si + C = SiC$ (1200-1300°C)

Углерод – сильный восстановитель.
При нагревании с водяным паром он вытесняет из воды водород:

$$H_2O + C = CO + H_2$$

При нагревании углерода с оксидом углерода (IV) образуется угарный газ:

$$C + CO_2 = 2CO$$

Углерод восстанавливает многие металлы из их оксидов:

$$2Fe_2O_3 + 3C = 4Fe + 3CO_2$$

С металлами или их оксидами углерод образует карбиды:

$$CaO + 3C = CaC_2 + CO$$

$$CuO + C = Cu + CO \quad (1200°C)$$

$$2Fe_2O_3 + 3C = 4Fe + 3CO_2 \quad (600\text{-}1400°C)$$

$$CaO + 3C = CaC_2 + CO \quad (1900\text{-}1950°C)$$

$$4Na + C = Na_4C \quad (150 - 200°C)$$

$$4Al + 3C = Al_4C_3 \quad (1500 - 1700°C)$$

$$Ca + 2C = CaC_2 \quad (550°C)$$

$$3Fe + C = Fe_3C \quad (1600°C \text{ и выше})$$

При взаимодействии с металлами углерод образует карбиды

Углерод в виде сажи, кокса, древесного угля, костных углей широко используется в металлургии, синтезе органических веществ, как топливо, в быту.

Оксиды углерода

Оксид углерода (II),

иначе угарный газ – бесцветный, не имеющий запаха, плохо растворимый в воде ядовитый газ, относится к несолеобразующим оксидам.

Молекулы CO очень прочны, поскольку связь между атомами углерода и кислорода в них тройная.

Для оксида углерода (II) характерны восстановительные свойства. Например, он восстанавливает металлы из оксидов:

$CuO + CO = Cu + CO_2$

На воздухе угарный газ горит:

$2CO + O_2 = 2CO_2$

$$2CO + O_2 = 2CO_2$$ (сгорание)

$$CO + H_2 \rightarrow CH_3OH$$ (250-300°C, p, кат. CuO/CrO)

$$CO + H_2 \rightarrow CH_4 + H_2O$$ (150-200°C, кат. Ni)

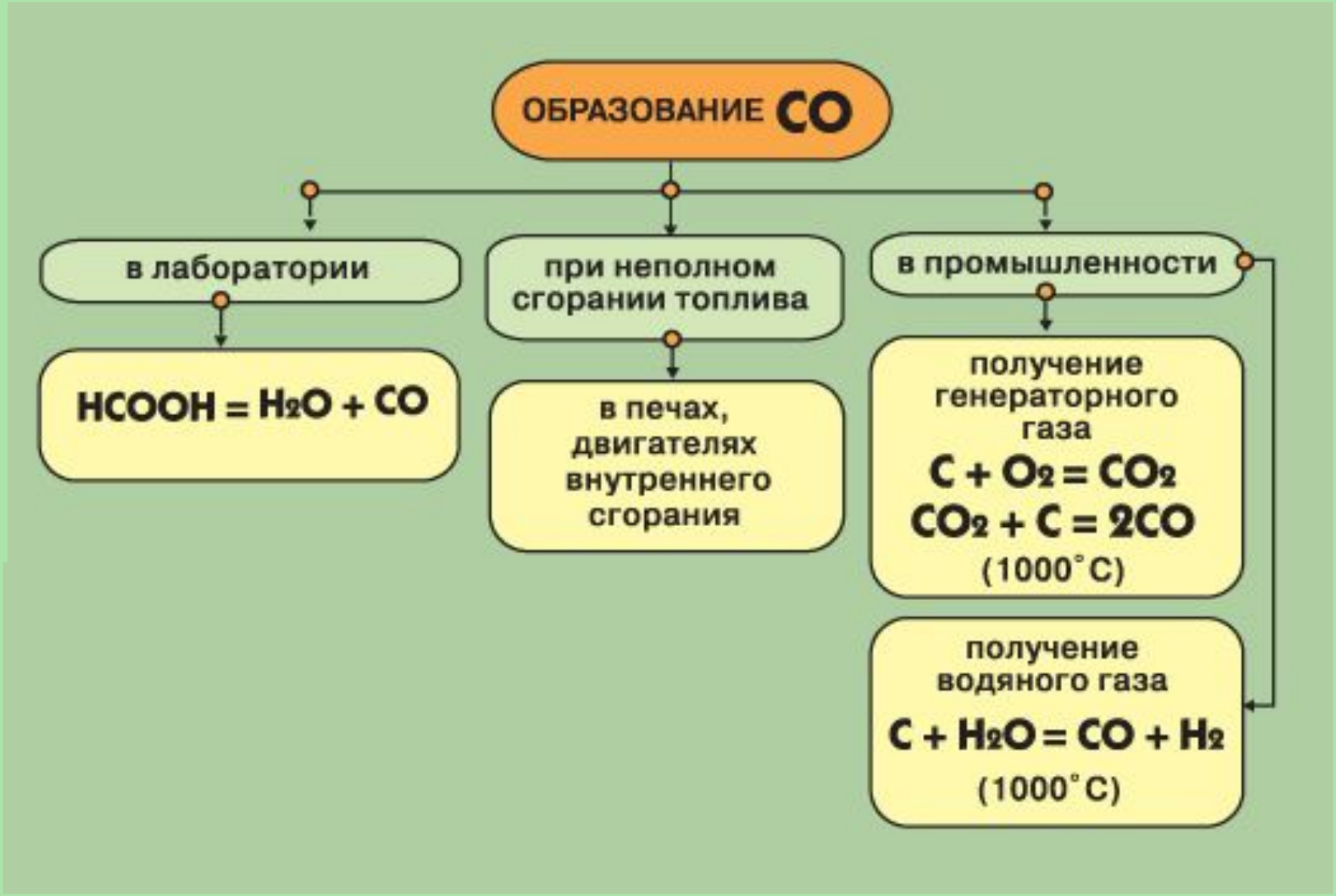
$$CO + Cl_2 = COCl_2$$ (125-150°C, кат. C/Pt)

$$CO + S = COS$$ (350°C, кат. C)

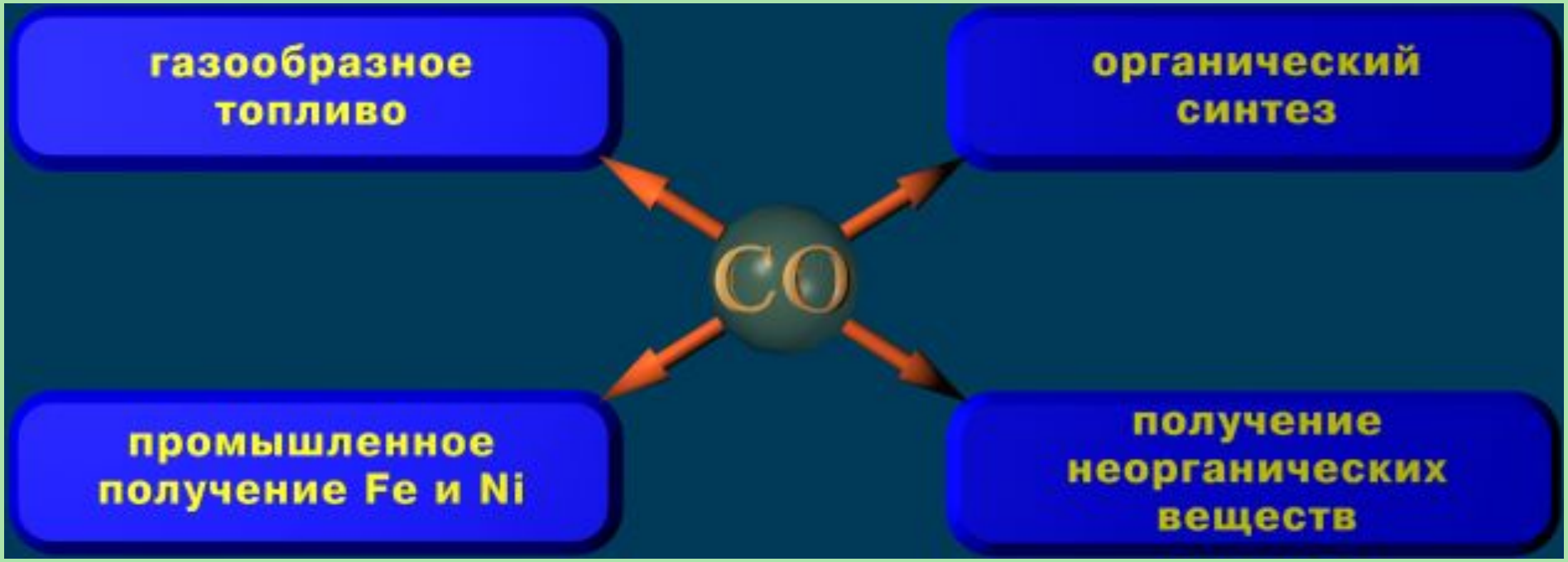
При взаимодействии со щёлочью, образуется формиат

$$NaOH + CO = HCOONa$$ (150°C, p)

Получение угарного газа



Применение CO



$$Fe_2O_3 + 3CO \leftrightarrows 2Fe + CO_2 \quad (700°C)$$

Оксид углерода (IV),

или углекислый газ, – газ без цвета и запаха. Это кислотный оксид, ему соответствует двухосновная угольная кислота.

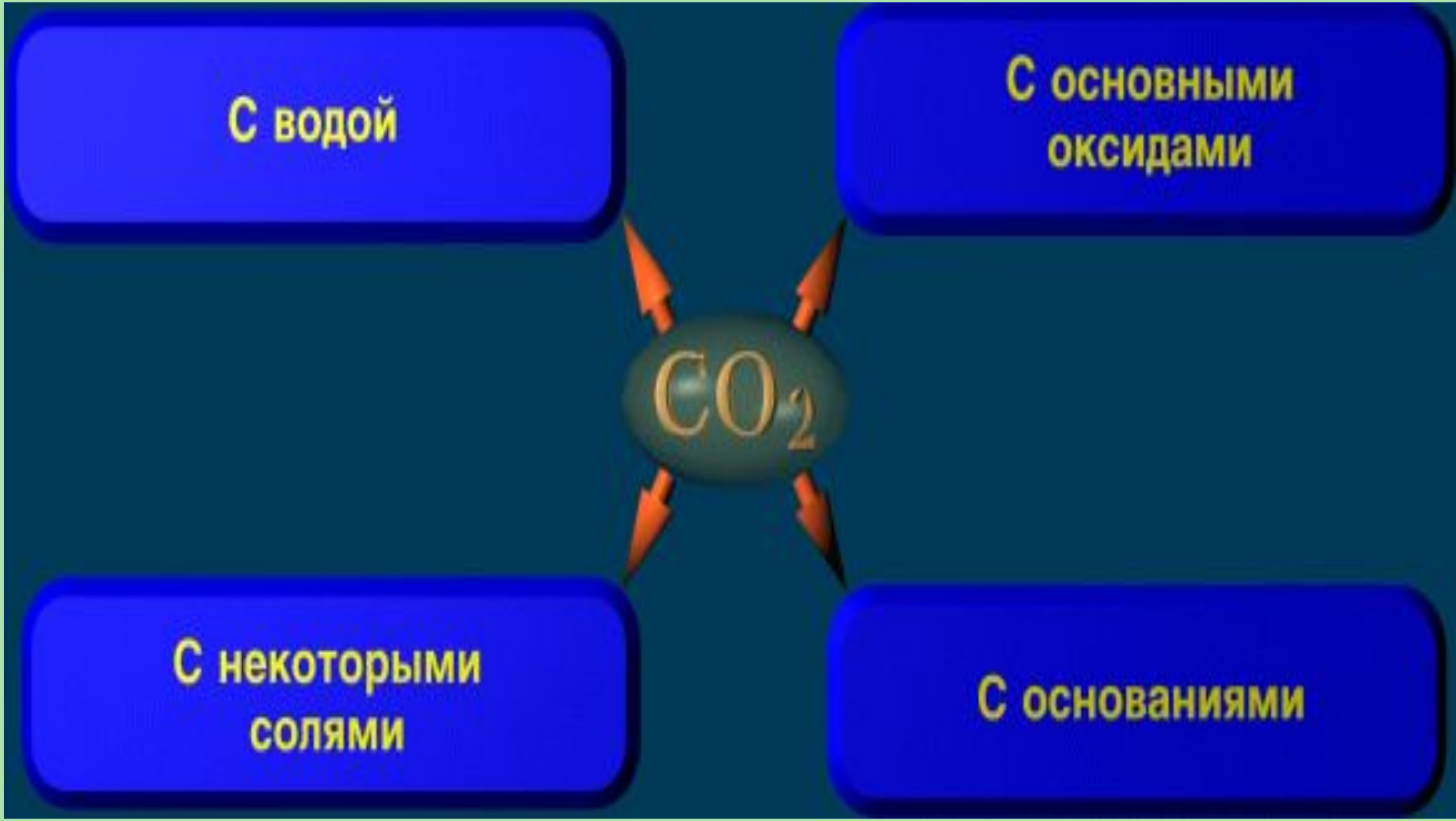
Растворение оксида углерода (IV) – обратимый процесс:

$H_2O + CO_2 \leftrightarrow H_2CO_3$

Для углекислого газа не характерны ни окислительные, ни восстановительные свойства, хотя некоторые наиболее активные металлы горят в оксиде:

$CO_2 + 2Mg = 2MgO + C$

Являясь кислотным оксидом, CO_2 проявляет характерные свойства



CO_2 + H_2O → угольная кислота

$$CO_2 + H_2O \rightleftharpoons H_2CO_3$$

CO_2 + основания → карбонаты, гидрокарбонаты

$$CO_2 + 2NaOH = Na_2CO_3$$

$$CO_2 + NaOH = NaHCO_3$$

CO_2 + основные оксиды → карбонаты

$$CO_2 + CaO = CaCO_3\downarrow$$

CO_2 + карбонаты → гидрокарбонаты

$$CaCO_3 + CO_2 + H_2O = Ca(HCO_3)_2$$

$$CO_2 + CaO = CaCO_3$$

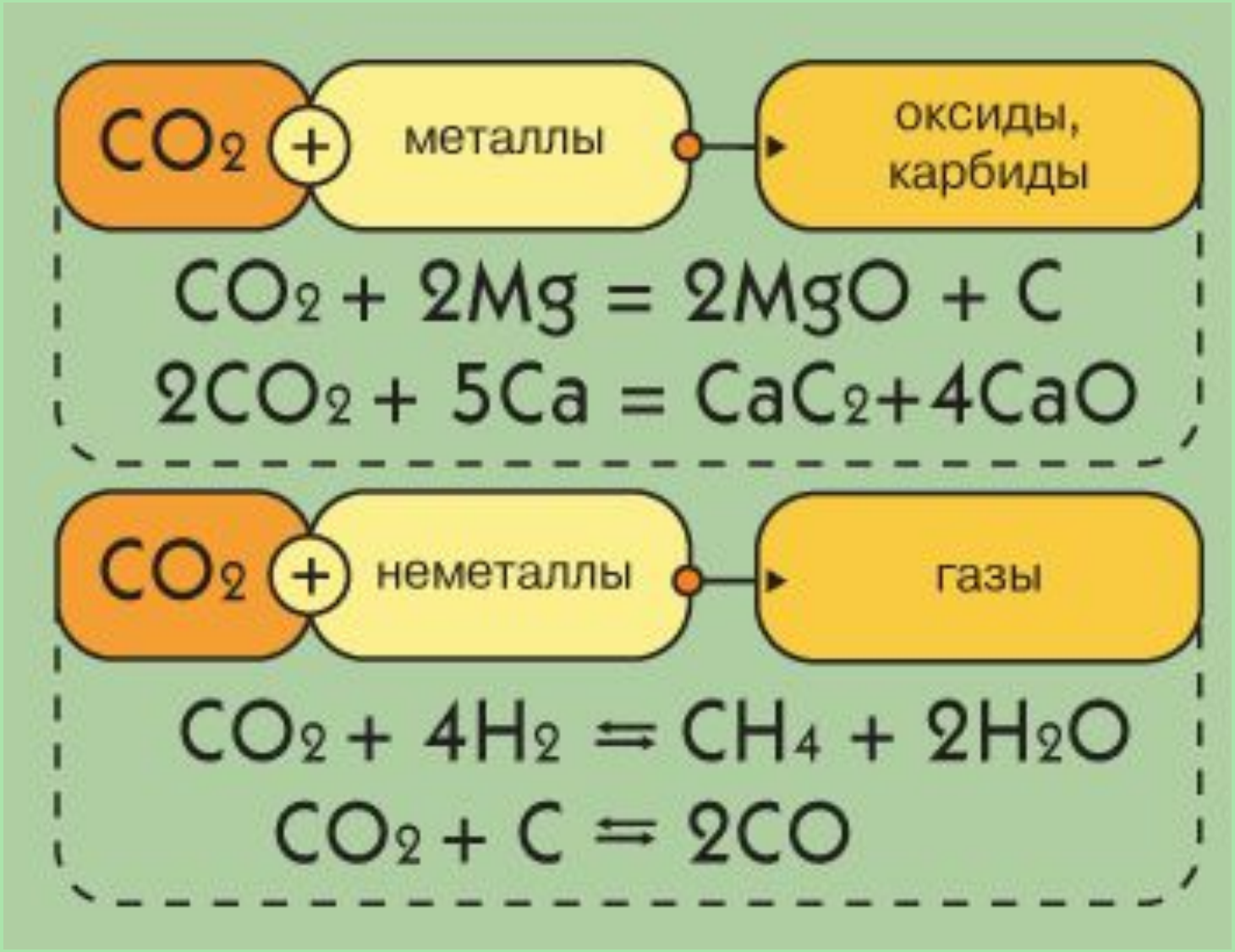
$$Na_2O + CO_2 = Na_2CO_3$$

$$CO_2 + 4H_2 = CH_4 + 2H_2O$$ (200°C, кат. Cu_2O)

$$CO_2 + C = 2CO$$ (выше 1000°C)

$$2Mg + CO_2 = 2MgO + C$$ (500°C)

$$5Ca + 2CO_2 = CaC_2 + 4CaO$$ (500°C)



Окислительно-восстановительные реакции CO_2

Получение CO_2

В лаборатории оксид углерода (IV) получают взаимодействием карбоната кальция (мел, мрамор) с соляной кислотой в аппаратах Киппа:

$$CaCO_3 + 2HCl = CaCl_2 + H_2O + CO_2$$

В промышленности этот оксид получают сжиганием угля и при обжиге известняка:

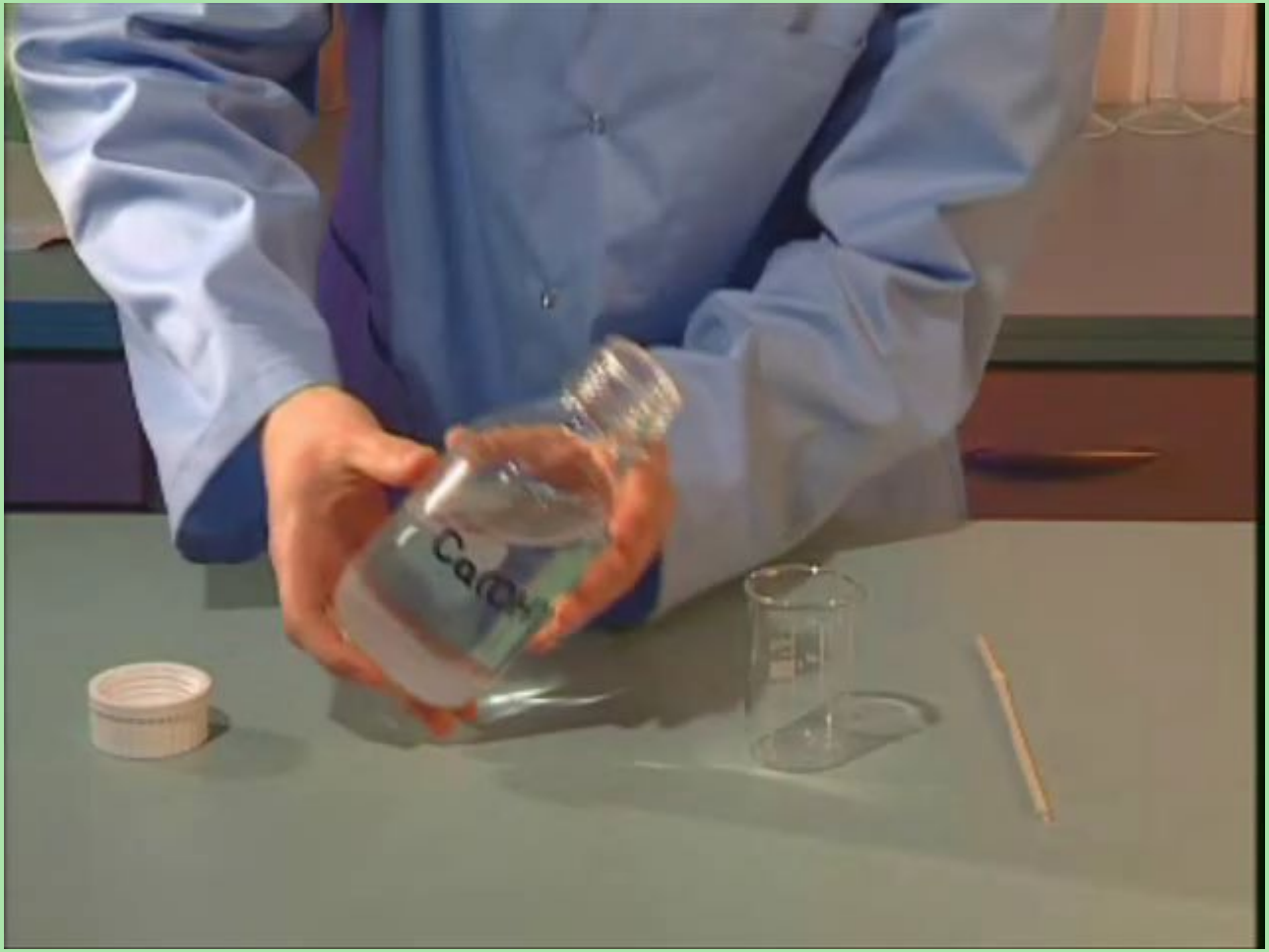
$$C + O_2 = CO_2$$
$$CaCO_3 = CaO + CO_2$$

При растворении мрамора ($CaCO_4$) в растворе HCl выделяется газообразный оксид углерода IV. Это лабораторный способ получения углекислого газа.

$$CaCO_3 + 2\,HCl = CaCl_2 + CO_2 + H_2O$$

$$NaHCO_3 + HNO_3 = NaNO_3 + CO_2 + H_2O$$

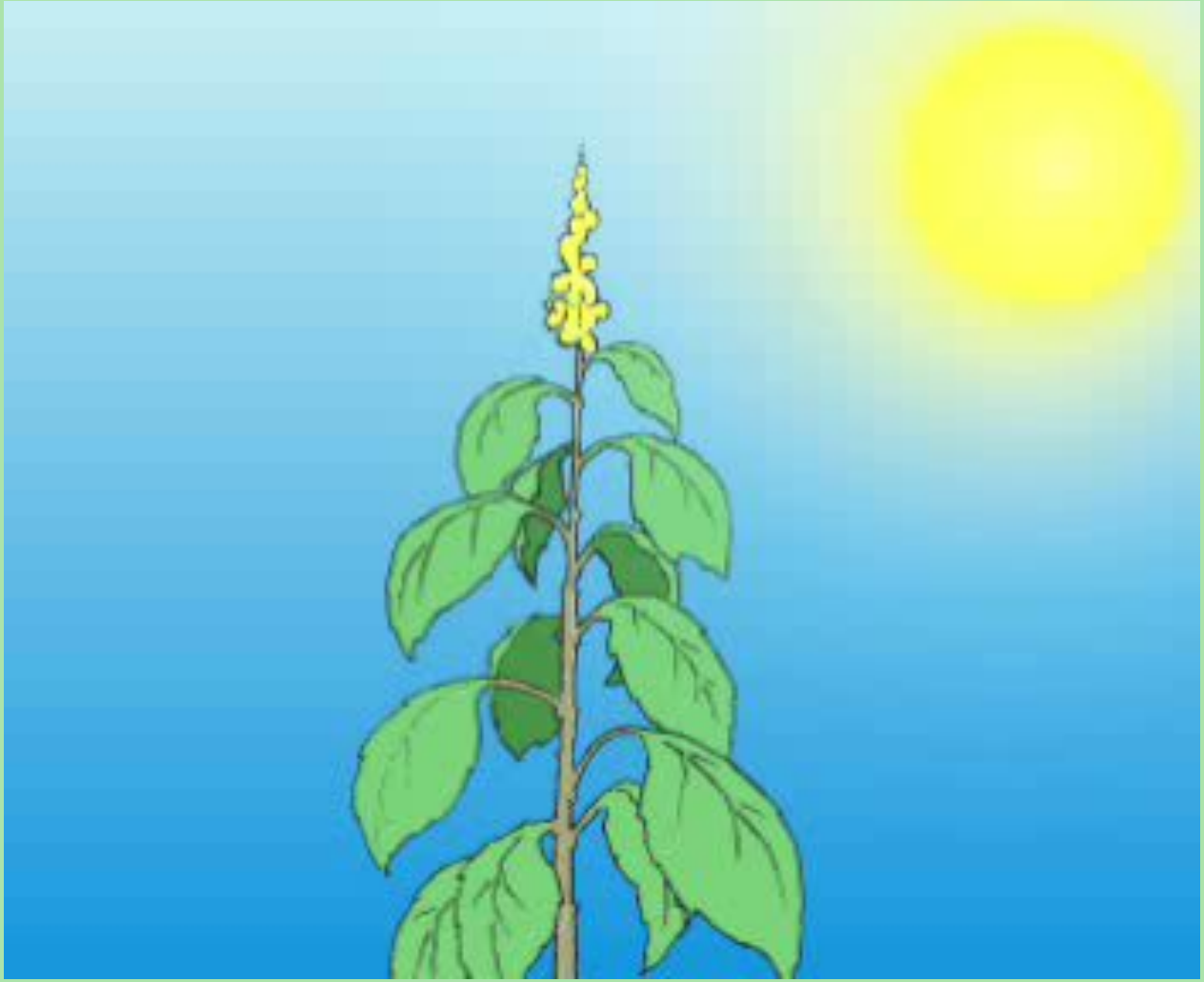
Реакция CO_2 с известковой водой (помутнение раствора из-за образования осадка $CaCO_3$) является качественной реакцией.



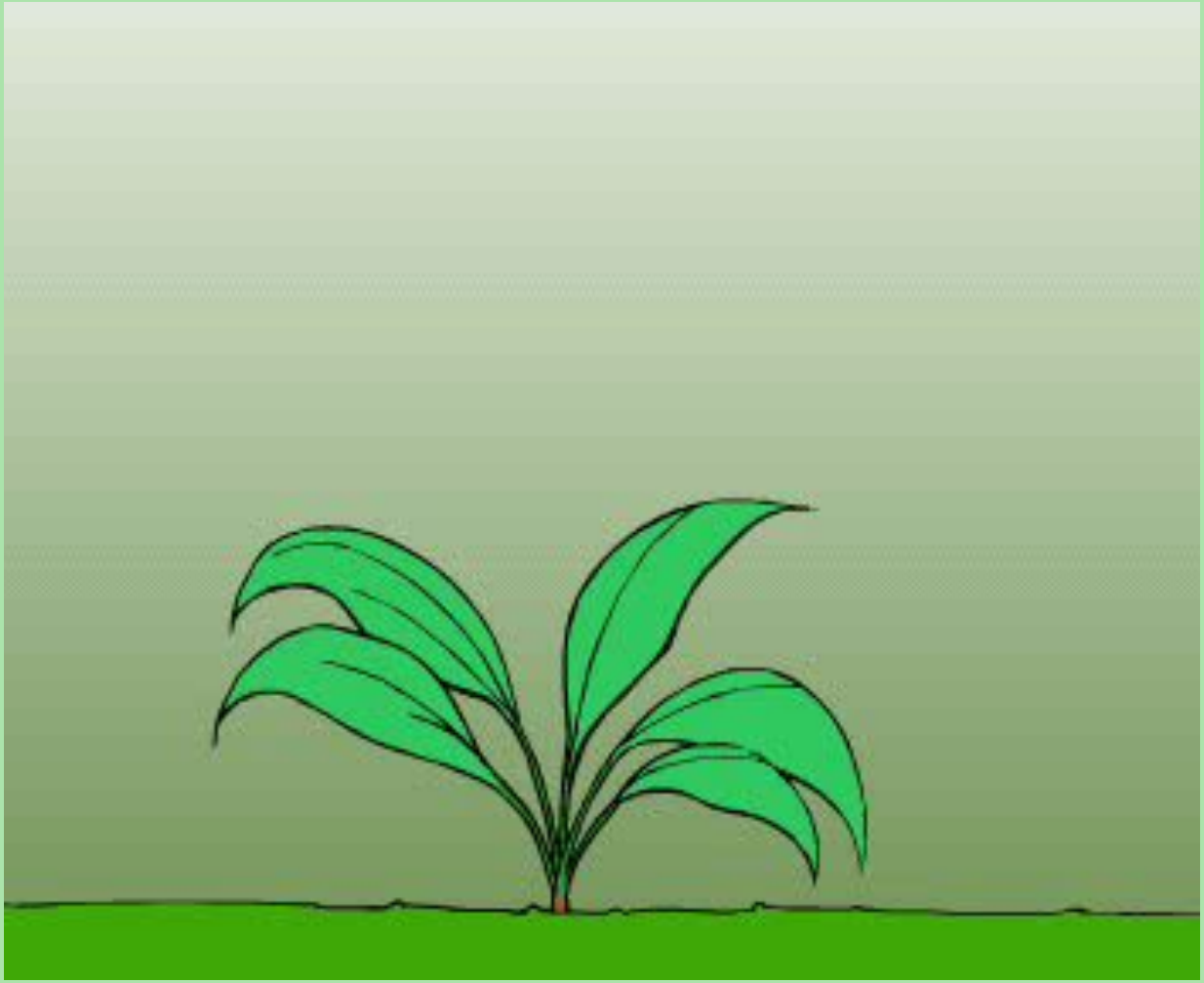
$$Ca(OH)_2 + CO_2 = CaCO_3\downarrow + H_2O$$

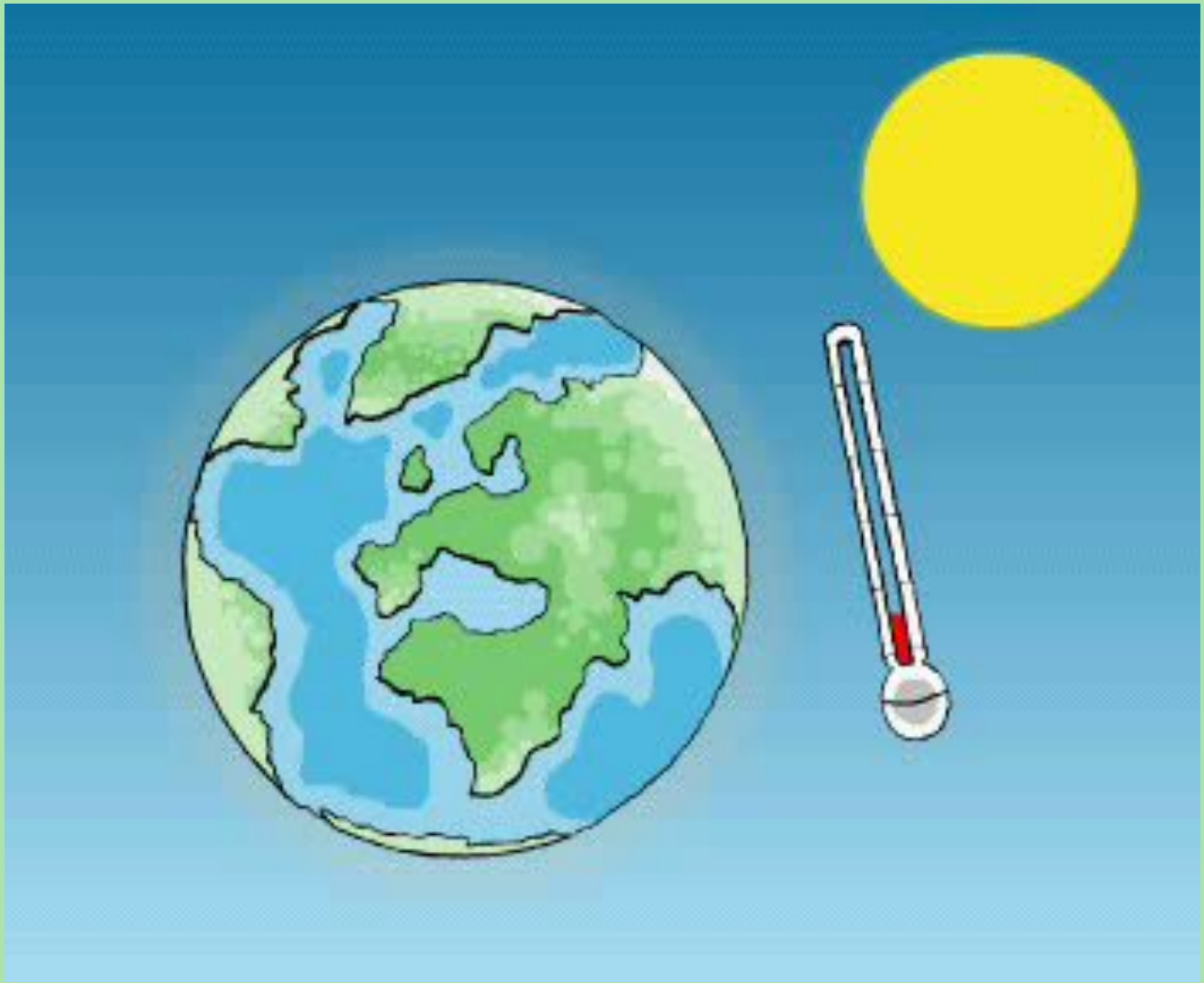
Применение CO_2

Фотосинтез



$$6CO_2 + 6H_2O = C_6H_{12}O_6 + 6O_2$$ (на свету)





Угольная кислота и её соли

Угольная кислота – соединение крайне непрочное и распадается на CO_2 и H_2O уже в момент образования:

$$\overbrace{CO_2 + H_2O}^{99\%} \leftrightarrows \overbrace{H_2CO_3 \leftrightarrows H^+ + HCO_3^- \leftrightarrows 2H^+ + CO_3^{-2}}^{1\%}$$

причем большая часть продукта в виде: $CO_2 \cdot n H_2O$

Угольная кислота обладает свойствами, характерными для кислот слабых электролитов: реагирует с основными оксидами, основаниями.

Может образовывать средние и кислые соли.

Как химический реагент практически не используется (очень неустойчива), т.к. реакции удобнее осуществлять с помощью CO_2.

$$H_2CO_3 = H_2O + CO_2$$

$$H_2CO_3 + NaOH = NaHCO_3 + H_2O$$

$$H_2CO_3 + 2\ NaOH = Na_2CO_3 + 2\ H_2O$$

В отличие от угольной кислоты её соли (карбонаты и гидрокарбонаты) более устойчивы. Они широко распространены в природе и находят практическое применение.

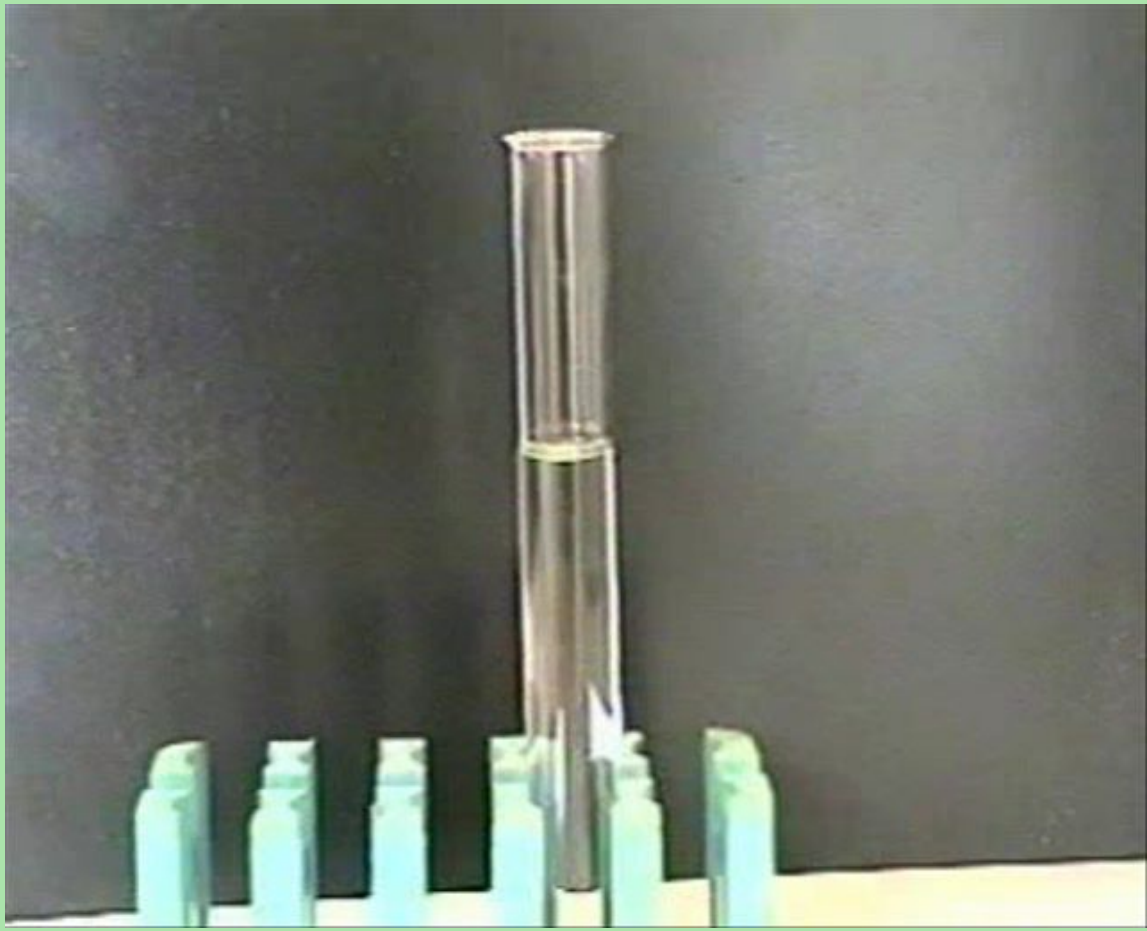
Исторические и технические названия некоторых карбонатов

Формула соли	Названия
$Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$	*Кристаллическая* сода
Na_2CO_3	*Кальцинированная* сода
$NaHCO_3$	*Питьевая* сода
K_2CO_3	Поташ
$CaCO_3$	Кальцит, известняк, мел, мрамор
$MgCO_3$	Магнезит
$CaCO_3 \cdot MgCO_3$	Доломит
$(CuOH)_2CO_3$	Малахит, основной карбонат меди
$FeCO_3$	Шпатовый железняк

В водных растворах карбонаты и гидрокарбонаты подвергаются гидролизу по аниону:

$$CO_3^{-2} + H_2O \leftrightarrows HCO_3^{-} + OH^{-}$$

При взаимодействии карбонатов или гидрокарбонатов с растворами кислот наблюдается характерное вскипание вследствие выделения газообразного оксида углерода (IV).



$$NaHCO_3 + HNO_3 = NaNO_3 + CO_2 + H_2O$$

Применение

карбонаты
и гидрокарбонаты
в пищевой промышленности
производство мыла
производство стекла
красители
моющие средства
обработка руд
изготовление фотографий
в строительстве
в сельском хозяйстве